கனிம வேதியியல்

துணைப்பாடம்

(பட்டப் படிப்பிற்குரியது)

பெ. ச. சிவநேசன்



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

த. பா. நி. (க. வே.) வரிசை எண்—612

கனிம வேதியியல்

துணைப்பாடம்

(பட்டப் படிப்பிற்குரியது)

ஆசிரியர்

பெ. ச. சிவநேசன், பி. எஸ்ஸி. (ஆனர்ஸ்),
வேதியியல் பேராசிரியர்,
அரசினர் பொறியியற் கல்லூரி,
சேலம்.



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

First Edition—March 1975

T.N.T.B.S. (C.P.) No. 612

Inorganic Chemistry—Ancillary

P. C. SIVANESAN

Price Rs. 6-80

Published by the Tamilnadu Textbook Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of Books and Literature in regional languages at the University level of the Government of India in the Ministry of Education and Social Welfare (Department of Culture) New Delhi.

Printed by
Metro Printers & Packaging Industry,
Madras—600029.

அணிந்துரை

திரு இரா. நெடுஞ்செழியன்
(தமிழகக் கல்வி அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கிப் பதினைந் தாண்டுகள் ஆகிவிட்டன. குறிப்பிட்ட சில கல்லூரிகளில் பட்டப் படிப்பு வகுப்புவரை மாணவர்கள் தங்கள் பாடங்கள் அனைத்தையும் தமிழிலேயே கற்றுவருகின்றனர். 1969ஆம் ஆண்டிலிருந்து அறிவியல் பாடங்களையும் தமிழிலேயே கற்பிக்க ஏற்பாடு செய்துள்ளோம். தமிழிலேயே கற்பிப்போம் என முன்வந்துள்ள கல்லூரி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறை களில் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித்தர முன்வந்த நூலாசிரியர்கள் தொண்டுணர்ச்சி இவற்றின் காரணமாக இத் திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும் மன நிறைவும் தரத்தக்க வகையில் நடைபெற்றுவருகிறது. இவ்வகையில், கல்லூரிப் பேராசிரியர்கள் கலை, அறிவியல் பாடங்களை மாணவர்களுக்குத் தமிழிலேயே பயிற்றுவிப்பதற்குத் தேவையான பயிற்சியைப் பெறுவதற்கு மதுரைப் பல்கலைக் கழகமும், சென்னைப் பல்கலைக் கழகமும் ஆண்டுதோறும் எடுத்துவரும் பெருமுயற்சியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்ல வேண்டும்.

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், மெய்ப் பொருளியல், புவியியல், புவியமைப்பியல், மனையியல், கணிதம், இயற்பியல், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளி யியல், விலங்கியல், தாவரவியல், பொறியியல், சட்டம் ஆகிய எல்லாத் துறைகளிலும் மூல நூல்கள் மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இரு வகையிலும் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம் வெளியிட்டு வருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான 'கனிம வேதியியல் — துணைப்பாடம்' என்ற இந்நூல் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனத்தின் 612 ஆவது வெளியீடாகும். கல்லூரித் தமிழ்க் குழுவின் சார்பில் வெளி யான 35 நூல்களையும் சேர்த்து இதுவரை 647 நூல்கள் வெளிவந் துள்ளன. இந்நூல் மைய அரசு கல்வி, சமூக நல அமைச் சகத்தின் மாநில மொழியில் பல்கலைக் கழக நூல்கள் வெளி யிடும் திட்டத்தின்கீழ் வெளியிடப்படுகிறது.

தமிழில் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டுமென்பதே நம் குறிக்கோளாகும். கல்லூரிகளிலும், பல்கலைக் கழகங்களிலும், கலையியற் பாடங் களையும், அறிவியற் பாடங்களையும், தொழில்நுட்ப அறிவுப் பாடங்களையும் பயிலுகின்ற மாணவர்கள், அவற்றைத் தமிழில் பயிலவேண்டும் என்பதை வலியுறுத்தி வருவதற்குக் காரணம், தமிழறிவு வளரவேண்டும் என்பதைவிட, தமிழ் மக்களின் அறிவு ஆற்றல் எளிதாக, விரைவாக வளரவேண்டும் என்பது தான். 'எதிலும் தமிழ் எங்கும் தமிழ்' என்ற குறிக்கோளை நிறைவேற்றவேண்டிய கடப்பாடு, தமிழகத்து ஆசிரியப் பெரு மக்களையும் மாணவர்களையும் சார்ந்ததாகும். தமிழ்நாட்டுப் பல்கலைக்கழகங்களின் பல்வகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப் புக்கும் நம் மனம் கலந்த நன்றி உரியதாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

பொருளடக்கம்

			பக்கம்
1.	தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகையீடு	...	1
2.	கன ஹைட்ரஜன்	...	29
3.	கனநீர்	...	36
4.	ஓசோன்	...	41
5.	ஃப்ளோரின்	...	54
6.	குளோரின்	...	68
7.	குளோரின் ஆக்சைடுகளும் ஆக்சி-அமிலங்களும்	...	76
8.	நைட்ரஜன்	...	94
9.	நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகளும், ஆக்சி-அமிலங்களும்	...	107
10.	பாஸ்ஃபரஸ்	...	136
11.	உலோகவியல்	...	167
12.	வெள்ளி	...	177
13.	தங்கம்	...	185
14.	வெள்ளீயம்	...	191
15.	துத்தநாகம்	...	197
16.	நிக்கல்	...	209
	மேற்கோள் நூற்பட்டியல்	...	219
	கலைச்சொற்கள்	...	220

1. தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகையீடு

(Periodic Classification of Elements)

வேதியியலில் பல பொருள்களின் பண்புகளைப் பற்றிக் கற்கிறோம். பொருள்கள் தனிமங்களாகவோ அல்லது சேர்மங்களாகவோ இருக்கலாம். பலதரப்பட்ட தனிமங்களின் பண்புகளையும், அவைகள் வேதி வினைகளில் பங்கேற்றுக் கிடைக்கும் சேர்மங்களின் பண்புகளையும் மனத்தில் நன்கு பதிய வைக்க வேண்டுமானால், தனிமங்களை அவைகளின் பண்புகளுக் கேற்பத் தொகுத்துப் பாகுபாடு செய்வது அவசியமாகின்றது. ஒத்த குணங்களையுடைய தனிமங்களை ஒன்று சேர்த்து அவற்றின் பொதுவான பண்புகளை அறிவது எளிதாக அமையும். இதனை உணர்ந்து வேதியியல் நிபுணர்கள் தனிமங்களை அட்டவணைப்படுத்துவதில் ஈடுபட்டு ஓரளவு வெற்றியும் கண்டுள்ளனர்.

டாப்ரீனரின் மும்மைகள்
(Dobrenier's triads)

1829ஆம் ஆண்டில் டாப்ரீனர் என்ற விஞ்ஞானி, ஒத்த பண்புகளையுடைய தனிமங்களின் அணு எடைகளில் ஒருவித தொடர்பைக் கண்டார். ஒரு தொகுதியாக அமையும் மூன்று தனிமங்களில் நடுவிலுள்ள தனிமத்தின் அணு எடை மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணு எடைகளின் சராசரியாக இருப்பதையும், அதன் பண்புகள் மற்றிரண்டின் சராசரிப் பண்புகளாக இருப்பதையும் கண்டார். இவ்வாறு தனிமங்களை மும்மைகளாக (triads) வகைப்படுத்துதல், தொடர்ந்து, தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளின் அடிப்படையில் வகையீடு செய்யும் முயற்சிகளுக்கு அடிகோலியதாகக் கருதலாம்.

மும்மைகள்	ஓரத்தனிமம்	நடுவிலுள்ள தனிமம்	ஓரத் தனிமம்
தனிமங்கள்	Li	Na	K
அணு எடை	7	$23 = \left[\frac{7+39}{2}\right]$	39
தனிமங்கள்	Ca	Sr	Ba
அணு எடை	40	$88 \cdot 5 = \left[\frac{40+137}{2}\right]$	137
தனிமங்கள்	Cl	Br	I
அணு எடை	35·5	$81 \cdot 2 = \left[\frac{35 \cdot 5+127}{2}\right]$	127

நியூலெண்டின் எட்டெண் விதி (Newland's law of octaves)

1864 ஆம் ஆண்டில் நியூலெண்டு என்ற ஆங்கிலேய விஞ்ஞானி, 'தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளின் ஏறுவரிசையில் அடுக்கினால், ஒரு தனிமத்தின் பண்புகளும் அத் தனிமத்திலிருந்து எட்டாவதாக அமைந்திருக்கும் தனிமத்தின் பண்புகளும் ஒத்துள்ளன' என்பதைக் கண்டார். இதனையே எட்டெண் விதி என வழங்குகின்றோம்.

நியூலெண்டு அவர் காலத்தில் தெரிந்திருந்த தனிமங்களை அவருடைய விதியின் அடிப்படையில் அட்டவணைப்படுத்தினார். ஆனால், அவருடைய விதி, மிகுந்த அணு எடையுள்ள தனிமங்களுக்குப் பொருத்தமாக இல்லை. நியூலெண்டின்

எட்டெண் விதிப்படி அமைக்கப்பட்ட வகையீட்டின் ஒரு பகுதி பின்வருமாறு :

பத்தி	1	2	3	4	5	6	7
தனிமம்	Li	Be	B	C	N	O	F
அணு எடை	7	9	11	12	14	16	19
தனிமம்	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
அணு எடை	23	24	27	28	31	32	35·5
தனிமம்	K	Ca					
அணு எடை	39	40					

நியூலெண்டின் வகையீடு, தனிமங்களைப் பத்தி பத்திகளாக அமைத்து, அவற்றின் பண்புகளை ஒப்பிடும் முறைக்கு வித்திட்டதாகக் கொள்ளலாம்.

லூதர் மேயரின் அணுப் பருமனளவு வளைகோடு (Lother Meyer's Atomic Volume Curve)

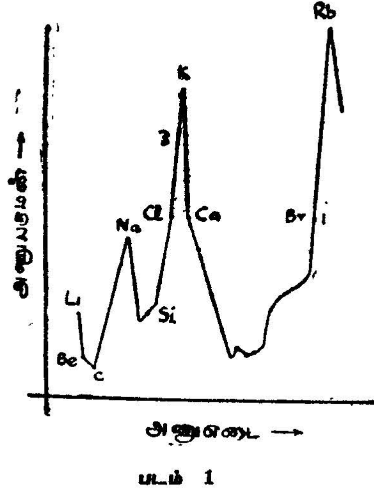
ஒரு தனிமத்தின் அணுப் பருமனளவு என்பது அத் தனிமத்தின் அணு எடைக்கும், அதன் ஒப்பு அடர்த்திக்குமுள்ள விகிதமாகவும், தனிமத்தின் ஒப்பு அடர்த்தி அதன் பௌதிக நிலையைப் பொறுத்திருக்கும். அணுப் பருமனளவைக் கணக்கிடும் பொழுது திட நிலையில் தனிமத்தின் ஒப்பு அடர்த்தியை எடுத்துக்கொள்வது மரபாகும்.

$$\left.\begin{array}{c}\text{தனிமத்தின் அணுப்}\\ \text{பருமனளவு}\end{array}\right\} = \frac{\text{அணு எடை}}{\text{திட நிலையில் தனிமத்தின் ஒப்பு அடர்த்தி}}$$

1869ஆம் ஆண்டில் லூதர் மேயர் என்ற ஜெர்மன் விஞ்ஞானி ஒரு வரைபடத்தின் x அச்சில் அணு எடைகளையும், y அச்சில்

அணுப் பருமனளவுகளையும் எடுத்துக் கொண்டு, கிடைக்கும் புள்ளிகளை இணைத்து அணுப் பருமனளவு வரை கோட்டை வரைந்தார்.

இந்த வரைகோட்டில், உச்சியும், கீழ் நோக்கிச் சரிபும், பள்ளமும், மேல் நோக்கி ஏற்றமும், உச்சியும் மீண்டும் மீண்டும் காணப்படுகின்றது.



படம் 1

ஒத்த பண்புகளையுடைய தனிமங்கள், வரைகோட்டின் ஒத்த இடங்களில் உள்ளதைக் காணலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஒத்த பண்புகளையுடைய கார உலோகங்கள் (alkali metals) வளைவுகளின் உச்சிகளில் காணப்படுகின்றன. உப்பீனிகள் (halogens) உச்சியை நோக்கிச் செல்லும் கோடுகளில் ஒத்த இடங்களில் காணப்படுகின்றன. மேலும் வரைகோட்டின் அடுத்தடுத்த இடங்களில் காணப்படும் தனிமங்களின் பண்புகள் ஒழுங்கான முறையில் மாறுவதையும் காணலாம். இந்த வரைகோட்டின் அமைப்பிலிருந்து தனிமங்களின் பண்புகள் ஆவர்த்தன சடங்குகளாக அமைந்துள்ளதை உணர முடிகின்றது.

மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன விதி (Mendeleeff's Periodic Law)

*1869*ஆம் ஆண்டில் மெண்டலீஃப் என்ற ரஷ்ய விஞ்ஞானி ஆவர்த்தன விதியொன்றை வெளியிட்டார். அதனைத் தனிமங்

களின் பௌதிக, வேதிப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எடைகளின் ஆவர்த்தன சடங்குகளாக அமைகின்றன என வரையறுக்கலாம். இந்த விதியின் அடிப்படையில் அவர் தனிமங்களை அணு எடைகளின் ஏறுவரிசையில் அடுக்கும் பொழுது, ஒத்த பண்புகளையுடைய தனிமங்கள் ஒரே பத்தியில் வருவதைக் கண்டார். ஒரு தனிமத்திலிருந்து, அடுத்த தனிமத்திற்குச் செல்லும் பொழுது, எல்லாப் பண்புகளும் ஒழுங்கான முறையில் மாறுதல் அடைவதை விளக்கினர். தனிமங்களை அட்டவணைப்படுத்தும் பொழுது, அவற்றின் அணு எடைகளுடன், அவற்றின் பண்புகளையும் மனத்தில் கொண்டு, காலி இடங்களை விட்டும் சில தனிமங்களின் அணு எடைகளைத் திருத்தியும் அக்காலத்தில் அறிந்திருந்த எல்லாத் தனிமங்களையும் எட்டுப் பத்திகளில் அமைத்தார்.

தற்கால ஆவர்த்தன அட்டவணை

மெண்டலீஃபின் மூல அட்டவணையிலுள்ள வெற்றிடங்களை நிரப்பியும், ஒரு புது பத்தியைப் புகுத்தியும் முற்றும் முழுமை பெற்ற அட்டவணைக்குத் தற்கால ஆவர்த்தன அட்டவணை எனப் பெயர். இந்த அட்டவணையில் தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எடைகளுக்குப் பதிலாக அவற்றின் அணு எண்களை அடிப்படையாகக் கொண்டு வரிசைப்படுத்தப்படுகின்றன. எனவே, ஆவர்த்தன விதியை, தனிமங்களின் பௌதிக வேதிப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களின் ஆவர்த்தனச் சடங்குகளாக அமைகின்றன என்று வரையறுக்கலாம்.

தனிம அட்டவணையில் இடப்புறத்திலிருந்து வலப்புறம் வரை அடுக்கப்பட்டிருக்கும் தொடர்களுக்கு வரிசைகள் (periods or series) எனப் பெயர். ஒரு வரிசை முடிந்தவுடன் அடுத்த வரிசை மீண்டும் இடப்புறத்திலிருந்து ஆரம்பமாகின்றது. இவ்வாறு தனிமங்களைப்பல வரிசைகளாக அடுக்கும் பொழுது, தனிமங்கள் ஒன்றின் கீழ் ஒன்றாக அமைகின்றன. இவ்வாறு செங்குத்தாக அடுக்கப்பட்டிருக்கும் தொடர்களுக்குப் பத்திகள் (groups) எனப் பெயர்.

வரிசைகள்

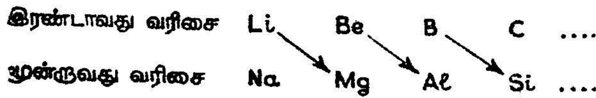
அட்டவணையில் ஏழு வரிசைகள் உள்ளன. முதல் மூன்று வரிசைகள் குறுகிய வரிசைகளென்றும் (short series), தொடர்ந்துள்ள மூன்று வரிசைகள் நீண்ட வரிசைகளென்றும் (long series), இறுதி வரிசையான ஏழாவது வரிசை முடிவுறா வரிசையென்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

முதல் வரிசையில்	2 தனிமங்களும்
இரண்டாவது வரிசையில்	8 தனிமங்களும்
மூன்ருவது வரிசையில்	8 தனிமங்களும்
நான்காவது வரிசையில்	18 தனிமங்களும்
ஐந்தாவது வரிசையில்	18 தனிமங்களும்
ஆருவது வரிசையில்	32 தனிமங்களும்
ஏழாவது வரிசையில்	6 தனிமங்களும் உள்ளன.

முதல் வரிசையில் ஹைட்ரஜனும் ஹீலியமும் உள்ளன.

இரண்டாவது வரிசையில் Li, Be, B, C, N, O, F, Ne என்று எட்டுத் தனிமங்கள் உள்ளன. இந்த வரிசையில் இடமிருந்து வலம் செல்லச்செல்லத் தனிமங்களின் உலோகப் பண்புகள் குறைந்து, அலோகப் பண்புகள் அதிகமாவதைக் காணலாம். லித்தியம், வீரிய உலோகத் தனிமமாக உள்ளது. பெரிலியம், போரோன் தனிமங்களில் உலோகத் தன்மை படிப்படியாகக் குறைகின்றது. கார்பன் வந்தவுடன் அலோகத் தன்மை அதிகமாகின்றது. தொடர்ந்து நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், ஃபுளோரின் தனிமங்களில் அலோகத் தன்மை மிகுந்து வருகின்றது. இதனையடுத்து மந்த தனிமமான நியான் உள்ளது. இதே மாதிரியாக ஒவ்வொரு வரிசையிலும் உலோகப் பண்புகள் குறைந்து, அலோகப் பண்புகள் மிகுவதைக் காணலாம்.

முதல் வரிசைத் தனிமங்கள் அவற்றின் பத்திகளில் வரும் தனிமங்களை ஒத்துள்ளன. மேலும் படத்தில் காட்டியுள்ளபடி மூன்ருவது வரிசையில் அடுத்துள்ள பத்தியின் தனிமங்களையும் ஒத்துள்ளன. இந்த உறவு மூலைவிட்ட உறவு (Diagonal relationship) என்று அழைக்கப்படுகின்றது.



மூன்ருவது வரிசையில், Na, Mg, Al, Si, P, Cl, A என்று எட்டுத் தனிமங்கள் உள்ளன. இந்த வரிசையிலும், வலப்புறம் செல்லச் செல்ல உலோகத் தன்மை குறைந்து, அலோகத் தன்மை மிகுவதைக் காணலாம். இரண்டு, மூன்று வரிசையிலுள்ள தனிமங்களை அடையாளத் தனிமங்கள் எனவும் அழைப்பது

உண்டு. அடையாளத் தனிமங்கள், ஹைட்ரஜனுடனும் ஆக்சிஜனுடனும் கூடி முறையே ஹைட்ரைடுகளையும் ஆக்சைடுகளையும் தருகின்றன. இடமிருந்து வலப்புறம் செல்லுகையில் ஒவ்வொரு வரிசையிலுமுள்ள தனிமங்களின் இணைதிறன், ஹைட்ரைடுகளில் ஒன்றிலிருந்து தொடங்கிப் படிப்படியாக நான்கு வரை உயர்ந்து, மீண்டும் படிப்படியாக ஒன்றுக்குக் குறைகின்றது. இத் தனிமங்களின் ஆக்சைடுகளில் இணைதிறன் ஒன்றிலிருந்து ஏழு வரை படிப்படியாக உயருகின்றது.

ஹைட்ரைடுகளின் வாய்பாடு	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
இணைதிறன்	1	2	3	4	3	2	1

ஆக்சைடுகளின் வாய்பாடு	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
இணை திறன்	1	2	3	4	5	6	7

பத்திகள்

தனிம அட்டவணையில் ஒன்பது பத்திகள் உள்ளன. முதல் ஏழு பத்திகள் ஓரளவு அமைப்பில் ஒத்துள்ளன. எட்டாவது பத்தியில் 4, 5, 6 வரிசைகள் ஒவ்வொன்றிலும் மூன்று தனிமங்கள் உள்ளன. ஒன்பதாவது பத்தி பூஜ்ஜிய பத்தி என அழைக்கப்படுகின்றது.

(I) முதல் பத்தியில் 10 தனிமங்களும்,
(II) இரண்டாவது பத்தியில் 9 தனிமங்களும்,
(III) மூன்றுவது பத்தியில் 32 தனிமங்களும்,
(IV) நான்காவது பத்தியில் 9 தனிமங்களும்,
(V) ஐந்தாவது பத்தியில் 9 தனிமங்களும்,
(VI) ஆறுவது பத்தியில் 9 தனிமங்களும்,
(VII) ஏழாவது பத்தியில் 9 தனிமங்களும்,
(VIII) எட்டாவது பத்தியில் 9 தனிமங்களும்,
(IX) ஒன்பதாவது பத்தியில் 6 தனிமங்களும்

உள்ளன.

பத்திகள் ஒன்றிலிருந்து ஏழு முடிய ஒவ்வொன்றும் A, B என இரு உட்பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு உட்பிரிவுப் பத்தியிலுமுள்ள தனிமங்கள் ஒத்த பண்புகளையுடையனவாயுள்ளன. ஒவ்வொரு பத்தியிலுமுள்ள இரு உட்பிரிவுகளிலுள்ள தனிமங்களினிடையே மிகச் சிறிய ஒத்த பண்புகளே காணப்படுகின்றன. முக்கியமாக ஒன்று, இரண்டு, ஆறு, ஏழு பத்திகளின் உட்பிரிவுகளிடையே மிக்க வேற்றுமையே காணப்படுகின்றது.

ஒவ்வொரு உட்பிரிவிலுமுள்ள தனிமங்களிடையே அணு எண் அதிகமாக அதிகமாக அவற்றின் உலோகப் பண்புகள் அதிகரிக்கின்றன.

ஆவர்த்தன அட்டவணையின் சிறப்புகள்

(1) தனிமங்களைக் கண்டுபிடித்தல் (Discovery of new elements)

மெண்டலீஃபின் காலத்தில் சுமார் 70 தனிமங்களே நன்கு தெரிந்திருந்தன. அவர் தனது அட்டவணையைத் தயாரிக்கும் பொழுது தனிமங்களின் அணு எடைகளையும், அவற்றின் பண்புகளையும் மனத்தில் கொண்டிருத்தலால் அக்காலத்தில் அறிந்திராத சில தனிமங்களுக்காகத் தனது அட்டவணையில் இடங்களை ஒதுக்கி வைத்தார். மேலும் அந்த வெற்றிடங்களை நிரப்பக் கூடிய தனிமங்களின் இருப்பிடத்தை ஒட்டியும், அதனைச் சுற்றி அமைந்துள்ள தனிமங்களின் பண்புகளை ஒட்டியும் அவற்றின் பண்புகளை முன்கூட்டியே கூறினார்.

அவர் காலத்தில் துத்தநாகத்திற்கு (அணு எடை 65) அடுத்து ஏறு வரிசையில் அமையும் தனிமம் ஆர்சனிக்காக (அணு எடை 75) ஆக இருந்தது. ஆர்சனிக்கை மூன்றுவது பத்தியில் வைத்தால் அதற்கு மேலுள்ள அலுமினியத்தை ஒத்திருக்கவில்லை. நான்காவது பத்தியிலுள்ள சிலிகானின் பண்புகளையும் ஒத்திருக்கவில்லை. ஐந்தாவது பத்தியிலுள்ள பாஸ்ஃபரசுக்குக் கீழ் வைத்தால் அதன் பண்புகள், அப் பத்தியிலுள்ள மற்றத் தனிமங்களுடன் பொருந்துகின்றன. மெண்டலீஃப் மேற்கூறிய காரணங்களால் ஆர்சனிக்கை ஐந்தாவது பத்தியில் பாஸ்ஃபரசுக்குக் கீழே வைத்து, மூன்றுவது பத்தியில் அலுமினியத்திற்குக் கீழேயும், நான்காவது பத்தியில் சிலிகானுக்குக் கீழேயும் வெற்றிடங்களை விட்டார். இந்த வெற்றிடங்கள்

பின்னல் கண்டுபிடிக்கப்படும் தனிமங்களால் நிரப்பப்படு மெனக் கூறினர். இத் தனிமங்களின் பௌதிக, வேதிப் பண்பு களையும், இத் தனிமங்களின் சேர்மங்களின் பண்புகளையும் முன்கூட்டியே கூறினர்.

சில ஆண்டுகளுக்குப் பின் காலியம் (Ga), ஜெர்மனியம் (Ge) என்ற இரு தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. இவை முறையே மூன்ருவது, நான்காவது பத்திகளிலுள்ள வெற்றிடங் களை நிரப்பும் தனிமங்களாக அமைந்தன.

இத் தனிமங்களின் பண்புகள், வியக்கத்தக்க விதத்தில் மெண்டலீஃப் முன்கூட்டியே கூறிய பண்புகளை ஒத்திருக் கின்றன. இது போன்றே பல தனிமங்களைக் கண்டுபிடிக்க மெண்டலீஃபின் அட்டவணை ஒரு திறவுகோலாகப் பயன் பட்டது.

மந்த தனிமங்களென்று (inert elements) அழைக்கப்படும் ஆறு தனிமங்களிருப்பதை மெண்டலீஃப் உணரவில்லை. ஆகவே, அவற்றிற்காக அவருடைய அட்டவணையில் வெற்றி டங்கள் விடப்படவில்லை. ஆனபோதிலும், தற்கால ஆவர்த் தன அட்டவணையில் இறுதிப் பத்தியில் இத் தனிமங்களை அமைப்பதால் அட்டவணை மேலும் சிறப்புப் பெறுகின்றது.

சில ஆண்டுகளுக்கு முன்பு கண்டுபிடிக்கப்பட்ட யூரேனி யம் கடந்த தனிமங்களையும் (trans uranic elements) நவீன அட்டவணையில், ஏழாவது வரிசையில் அமைத்து, ஒரு நிறைவு பெற்ற சிறந்த அட்டவணையைப் பெற முடிகின்றது.

அணு எடை திருத்துதல்
(Correction of Atomic Weights)

மெண்டலீஃப் சில தனிமங்களின் அணு எடைகளைப் பெரு மளவிலும், சில தனிமங்களின் அணு எடைகளில் சிறிய திருத்தங்களும் செய்தார்.

மெண்டலீஃப் காலத்தில் பெரிலியத்தின் சமான எடை 4·5 என சோதனைகளால் அறியப்பட்டது. பெரிலியத்தின் சில சேர்மங்கள் அலுமினியத்தின் சேர்மங்களை ஒத்து இருந்த காரணத்தால் அதன் இணைதிறன் 3 என நம்பப்பட்டது.

அணு எடை = சமான எடை × இணை திறன். எனவே,
பெரிலியத்தின் அணு எடை = 4·5 × 3
= 13·5 என கணக்கிடப்பட்டது.

பெரிலியத்தின் அணு எடையை 13·5 எனக் கருதினுல், இத் தனிமம் இரண்டாவது வரிசையில் கார்பனுக்கும் நைட்ரஜனுக்கும் இடையில் அமையும். மெண்டலீஃப் பெரிலியத்தின் பண்புகளை மனத்தில் கொண்டு, இத்தகைய அமைப்பு தவருனது என உணர்ந்தார். இத் தனிமம் லித்தியத்தைவிட உலோகப் பண்புகளில் குறைந்தும், போரோனின் உலோகத் தன்மை காட்டிலும் அதிகமாகவும் இருப்பதால், இவ்விரு தனிமங்களுக்கு மிடையில் இருக்கவேண்டுமென உணர்ந்து அதன் (4·5 × 2) அணு எடையை 9 எனத் திருத்தினுர். இவ்வாறே இண்டியம் என்ற தனிமத்தின் அணு எடை 76·54 (38·27 × 2) என இருந்ததை 114·81 (38·27 × 3) எனத் திருத்தி அதனை அட்டவணையில் சரியான இடத்தில் அமைத்தார்.

எட்டாவது பத்தியில் 4, 5, 6 வரிசைகளில், வரிசைக்கு மூன்று தனிமங்களாக 9 தனிமங்கள் இருப்பதாக அறிந்தோம்.

மெண்டலீஃப் காலத்தில் அறிந்திருந்த அணு எடைகளின் படி அவற்றின் அமைப்பு பின் வருமாறு இருந்திருக்க வேண்டும்.

Fe	Ni	Co
Rw	Rh	Pd
Os	Ir	Pt

ஆனுல், பிளாட்டினம் என்ற தனிமம் நிக்கல், பலேடியம் என்ற தனிமங்களை ஒத்திருத்தலால், இத் தொகுதி கீழ்க்கண்டவாறு இருக்கவேண்டுமென்று மாற்றி அமைத்தார்.

Fe	Co	Ni
Rw	Rh	Pd
Os	Ir	Pt

இதுபோன்றே, மேலும் சில தனிமங்களின் அணு எடைகள் சிறிதளவு மெண்டலீஃபால் மாற்றப்பட்டன.

3) **தனிமங்களின் பண்புகள் :** தனிம அட்டவணையில் எல்லாத் தனிமங்களும் இடம்பெற்றுள்ளன. அட்டவணையிலுள்ள வரிசைகளில் இடமிருந்து வலம் செல்லுகையில் அலோகத் தன்மை அதிகரிப்பதும் பத்திகளில் மேலிருந்து கீழ் நோக்கிச் செல்லுகையில் உலோகத் தன்மை அதிகரிப்பதும் குறிப்பிடத்தக்கதாகும்.

Na Mg Al Si P S Cl

அலோகத்தன்மை அதிகரித்தல்

→

இடமிருந்து வலம்

(இரண்டாவது வரிசை)

Be Mg Ca Sr Ba Ra	உலோகத்தன்மை அதிகரித்தல் ↓ மேலிருந்து கீழ்		உலோகத்தன்மை அதிகரித்தல் ↓ மேலிருந்து கீழ்	N P As Sb Bi	

(இரண்டாவது தொகுதி) (ஐந்தாவது தொகுதி)

எனவே, அட்டவணையில் தனிமத்தின் இருப்பிடத்தைக் கொண்டு அதன் பௌதிக, வேதிப் பண்புகளைக் கூறமுடியும். ஒரு தனிமத்தின் இடப்புறமும் வலப்புறமும், மேலும் கீழும் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகளிலிருந்து அதன் பண்புகளை ஓரளவு கூற முடியும்.

ஒரு பத்தியின் உட்பிரிவிலுள்ள முதல் இரண்டு தனிமங்களின் பண்புகளை நன்கு அறிந்தால் அந்த உட்பிரிவிலுள்ள மற்றத் தனிமங்களின் பண்புகளையும் அறிய முடிகின்றது. இதனால் தனிமங்களின் பண்புகளைப் பற்றி அறிதல் எளிதாக இருக்கின்றது.

அட்டவணையின் குறைபாடுகள்
(Defects of the table)

(1) அட்டவணையில் சில தனிமங்களுக்குக் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் இடங்கள் திருப்திகரமாக இல்லை.

ஹைட்ரஜனின் சில பண்புகள் கார உலோகங்களையும், சில பண்புகள் உப்பீனிகளையும் ஒத்துள்ளன. எனவே, சில அட்டவணைகளில் ஹைட்ரஜனை முதல் பத்தியிலும், சில அட்டவணைகளில் ஏழாம் பத்தியிலும், சில அட்டவணைகளில் முதல், ஏழு ஆகிய பத்திகள் இரண்டிலும் வைக்கப்படுகின்றன. ஒரே தனிமம் பல இடங்களில் காட்டப்படுவது ஒரு சிறந்த ஒழுங்கான அட்டவணைக்கு உகந்ததாக இல்லை.

H						
Li	Be	B	C	N	O	F

அல்லது

						H
Li	Be	B	C	N	O	F

அல்லது

H						H
Li	Be	B	C	N	O	F

மூன்றுவது பத்தியில், ஆறுவது வரிசையில், லாந்தனம் முதலாக லூடிசியம் முடிவாக உள்ள 15 தனிமங்கள் அட்டவணையில் ஒரு தனிமம் இருக்கக்கூடிய இடத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. ஒரு தனிமம் இருக்குமிடத்தில் பல தனிமங்களை அமைத்திருத்தல் சிறந்த அட்டவணையாகக் கருத முடியாது.

எட்டாவது பத்தியின் அமைப்பு மற்றப் பத்திகளின் அமைப்பிலிருந்து பெரிதும் மாறுபட்டு இருக்கின்றது. ஒரு பத்தியில் மட்டும் இவ்வாறு மாறுபாடான அமைப்பிருத்தல் ஒரு சிறந்த அட்டவணைக்கு ஓர் இழுக்காகும்.

வெள்ளியும், தாலியமும் (Ag, Th), பேரியமும், காரியமும் (Ba, Pb) பல வேதிப் பண்புகளில் இரட்டைகளாக விளங்குகின்றன. அட்டவணையில் இத் தனிமங்களின் இருப்பிடங்களைக் கொண்டு அவற்றின் பண்புகளை விளக்க முடியாது.

முதல் பத்தியில், நாணய உலோகங்கள் என்று அழைக்கப்படும் செம்பு, வெள்ளி, தங்கம் என்ற தனிமங்கள் முற்றிலும், மாறுபட்ட பௌதிக வேதிப்பண்புகளையுடைய கார உலோகங்கள் என அழைக்கப்படும். சோடியம், பொட்டாசியம் என்ற உலோகங்களுடன் ஒரே பத்தியில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. கார உலோகங்களின் இணை திறன் ஒன்றாகும். ஆனால், செம்பும் தங்கமும் முறையே இணைதிறன் இரண்டும் மூன்றும் உடையவை. பண்புகளில் முற்றிலும் வேறுபட்ட தனிமங்கள் ஒரே பத்தியில் அமைந்திருப்பதை ஒரு குறையாகவே கருத வேண்டும்.

(2) தனிமங்களைத்தொன்றுதொட்டு உலோகங்களென்றும் அலோகங்களென்றும் எளிதாகப் பிரித்துவந்தனர். இந்த எளிய பிரிவை அட்டவணையில் காண முடியவில்லை.

(3) பெரும்பான்மையான தனிமங்கள் வேறுபடும் இணை திறன்களை (variable valency) பெற்றுள்ளன. ஆனால், அட்டவணையிலிருந்து இதனையறிய முடிவதில்லை.

(4) அட்டவணையில் சில இடங்களில் தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் அமைக்காமல் மாற்றி அமைத்து இருப்பதைக் காணலாம். இவ்வகையான முரண்பாடான அமைப்பு நான்கு இடங்களில் காணப்படுகின்றன.

அவைகளாவன :

A	K	;	Co	Ni
(39·94)	(39·10)		(58·93)	(58·71)
Te	I	;	Th	Pa
(127·60)	(126·90)		(232·03)	(231·00)

அணு எடையைப் பொருத்தவரையில் இந்த அமைப்பு முரண்பாடாக இருத்தலால் இந்த நான்கு இரட்டைகளையும் ஒவ்வாத இரட்டைகள் (misfits) என அழைப்பதுண்டு.

ஆவர்த்தன அட்டவணை

வரிசைகள்	பத்திகள் I A	I B	II A	II B	III A	III B	IV A	IV B	V A	V B	VI A	VI B	VII A	VII B	VIII			IX அல்லது -0-
1	H 1·008													H 1·008				He 4·003
2	Li 6·94		Be 9·013			B 10·82		C 12·01		N 14·008		O 16·00		F 19·00				Ne 20·183
3	Na 22·997		Mg 24·32			Al 26·97		Si 28·06		P 30·98		S 32·006		Cl 35·457				Ar 39·944
4	K 39·096	Cu 63·54	Ca 40·08	Zn 65·38	Sc 45·01	Ga 69·72	Ti 47·90	Ge 72·60	V 50·95	As 74·91	Cr 52·01	Se 78·96	Mn 54·93	Br 79·916	Fe 55·8	Co 58·94	Ni 58·69	Kr 83·7
5	Rb 85·48	Ag 107·88	Sr 87·63	Cd 112·41	Y 88·92	In 114·76	Zr 91·22	Sn 118·70	Nb 92·91	Sb 121·76	Mo 95·95	Te 127·61	Te 99	I 126·92	Ru 101·7	Rh 102·91	Pd 106·7	Xe 131·3
6	Cs 132·91	Au 197·2	Ba 137·36	Hg 200·61	*	Tl 204·39	Hf 178·6	Pb 207·21	Ta 180·88	Bi 209·00	W 183·92	Po 210	Re 186·31	At 211	Os 190·2	Ir 193·1	Pt 195·23	Rn 222
7	Fr 223		Ra 226·05		Ac 227		Th 232·12		Pa 231		U 238·07							

* அருமண் உலோகங்கள்	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	138·92	140·13	140·92	144·27	145	150·43	152	156·9	159·2	162·46	164·94	167·2	169·4	173·04	174·99

அணு எண்
(Atomic number)

கேதோடு கதிர்கள் (cathode rays) என்று அழைக்கப் படும், எதிர் மின்கதிர்கள், ஒரு திட உலோகத்தின்மீது ஒரு குறிப்பிட்ட கோணத்தில் விழும்போது, மிகவும் சக்தி வாய்ந்த வீசு கதிர்கள் வெளியேறுவதை ராண்ட்ஜன் என்ற ஜெர்மன் விஞ்ஞானி கண்டறிந்தார். இக் கதிர்களை ராண்ட்ஜன் கதிர் களென்றும் (Rontgen rays) இதனை யொத்த கதிர்கள் இதற்கு முன் அறிந்திலையாதலால் X-கதிர்கள் (X-rays) என்றும் அழைக்கப்பட்டன.

X-கதிர்கள் மிகவும் சக்திவாய்ந்தவையாயும், பொருள் களிடையே ஊடுருவும் சக்தியை அதிகம் பெற்றுள்ளதாயும் உள்ளன. இக் கதிர்களின் நேர் வேகம் (velocity) சாதாரண ஒளிக் கதிர்களின் வேகத்தையும், வானொலிக் கதிர்களின் வேகத் தையும் ஒத்துள்ளது. இவை யாவும் 3×10^{10} செ.மீ./விநாடி நேர்வேகமுள்ளவை. இம் மூன்றும் பொதுவாக மின்காந்த அலைகள் (electro magnetic waves) என அழைக்கப்படுகின்றன. ஆனபோதிலும், ஒவ்வொரு வகை காற்றையும் அலைகளின் நீளத்தில் (λ) வேறுபட்டுள்ளன. இவற்றின் நேர் வேகத்தை, அலைகளின் நீளத்தால் வகுத்துக் கிடைக்கும் ஈவுக்கு அதிர் வெண் என்று பெயர்.

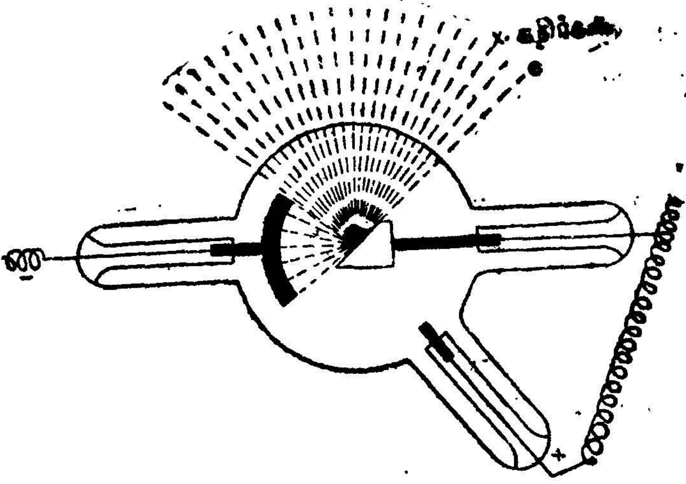
$$\frac{\text{நேர் வேகம் (velocity)}}{\text{அலையின் நீளம் (wave length)}} = \text{அதிர்வெண்}$$

X-கதிர்களின் அலைகளின் நீளம் மிகக் குறைவாக உள்ள தால் இவற்றின் அதிர்வெண் அதிகமாக உள்ளது. இக்காரணத் தாலேயே, இவை திடப் பொருள்களை எளிதில் ஊடுருவிச் செல்லும் சக்தியைப் பெற்றுள்ளன.

மோஸ்லி என்ற விஞ்ஞானி X-கதிர்களின் அலை நீளங் களைக் கணக்கிடும் ஆராய்ச்சியில் ஈடுபட்டிருந்தார். X-கதிர் களைப் பெற, படம் 2-ல் காட்டியுள்ளதைப் போன்ற ஒரு சாதனத்தைப் பயன்படுத்தினர்.

எதிர் மின் கதிர்களை, இலக்காக அமைந்துள்ள திட உலோ கத்தின் மீது விழச் செய்தார். இவ்வாறு இலக்காக அமைந் துள்ள திட உலோகத்திற்கு எதிர் எதிர் மின்வாய் (anti cathode) என்று பெயர் இலக்கிலிருந்து வெளியேறும் X-கதிர்களின் நிற

மாலையைத் தகுந்தமுறையில் பெற்று அதனை ஓர் ஒளிப் படத் தகட்டில் பிடித்தார். வெவ்வேறு உலோகத் தனிமங்களை இலக்கு



படம் 2

களாக அமைத்து அவற்றினின்று கிடைக்கும் X-கதிர்களின் நிற மாலைகளை, மோஸ்லி ஒப்பிட்டுப் பார்த்து, கீழ்க் கண்டறிதல்களை வெளியிட்டார்:

(1) X-கதிர் நிறமாலை, சாதாரண ஒளிநிறமாலையில் காணப் படும் கோடுகளைவிடக் குறைவான கோடுகளைப் பெற்றுள்ளது.

(2) இலக்காக அமைந்துள்ள தனிமத்தின் தன்மைக் கேற்ப, நிற மாலையில், பல இரட்டைக் கோடுகள் உள்ளன. மிகக் குறைந்த அலை நீளமுள்ள இரட்டைக் கோடுகளுக்கு K-தொடர் (K-series) என்றும் அடுத்துள்ள இரட்டைக் கோடுகளுக்கு L தொடர் என்றும், அதற்குப் பிறகு M-தொடர், N-தொடர், O-தொடர் என்றும் பெயர்கள் வழங்கப்பட்டன.

(3) K-தொடரிலுள்ள இரட்டையில், அதிக அலைநீள முள்ள கோட்டுக்கு $K\alpha$ என்றும், குறைவான அலைநீளமுள்ள கோட்டிற்கு $K\beta$ எனவும் பெயரிடப்பட்டுள்ளன. இது போன்றே மற்றத் தொடர்களிலும், $L\alpha$, $L\beta$; $M\alpha$, $M\beta$ போன்ற பெயர்கள் இடப்பட்டன.

(4) இலக்காக அமைந்துள்ள தனிமங்களின் அணு எடை கள் அதிகரிக்க அதிகரிக்க நிறமாலையில் பெறப்படும் $K\alpha$-வின்

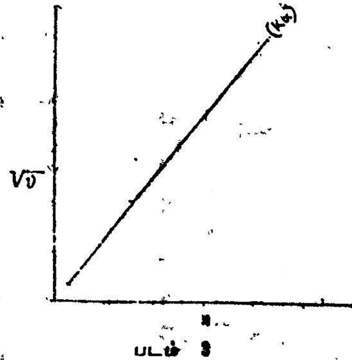
அலை நீளம் குறைந்துகொண்டே வருகின்றது. இதனையே, தனிமங்களின் அணு எடை அதிகரிக்க, அதிகரிக்க, அவற்றின் X-கதிர்களின் (K∝) அதிர்வெண்கள் $\left(\frac{C}{\lambda}=\gamma\right)$ அதிகரிக்கின்றன எனவும் கூறலாம்.

(5) ஆவர்த்தன அட்டவணையில் தனிமத்தின் இருப்பிடத் திற்கும் (வரிசை எண்), அத்தனிமத்தின் K∝ கதிர்களின் அதிர்வெண்களும் நேர் தொடர்புள்ளதை கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$\gamma \;=\; a\,(N-b)^2$
γ = X-கதிர்களின் (K∝) அதிர்வெண்
a, b = மாறிலிகள்
N = அணு எண்

இச் சமன்பாட்டில் கண்டுள்ள உண்மையை ஒரு வரைபடத்தின் மூலமும் தெளிவுப் படுத்தலாம்.

தொடர்ந்து நடைபெற்ற ஆராய்ச்சியின் பயனாக அணு எண், அணுக்களிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கின்றது என அறியப்பட்டது. அணுக் கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும், அணுவின் கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாயிருத்தல் வேண்டுமாதலால் அணு எண், அணுவிலுள்ள மொத்த எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் குறிக்கின்றது.



படம் 3

ஒரு தனிமத்தின் அணு எண், 'ஆவர்த்தன அட்டவணையில், அத்தனிமத்தின், வரிசை எண், அல்லது அத்தனிம அணுவின் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அல்லது அத்தனிம அணுக் கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கும் எண்' என வரையறுக்கலாம்.

மோஸ்லியின் ஆராய்ச்சியின் பலனாக தனிமத்தின் பண்புகள் யாவும் அதன் அணு எண்ணைப் பொறுத்துள்ள தென்பது

ஆவர்த்தன அட்டவணையின் நீள்வடிவம்

வரிசைகள்	1 பத்திகள் IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 .O. மந்த தனிமங்கள்
1	1 H	வீரிய உலோகங்கள்	இடைநிலை உலோகங்கள்								காப்பர், துத்தநாக பத்திகள்		உலோகப் போலிகளும் அலோகங்களும்					
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P.	16 S	17 Cl	18 A
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La+	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac++															

லாந்தனைடுகள் +	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
ஆக்டினைடுகள் ++	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 E	100 Fm	101 Mr	102 No	103 Lw

தெளிவாகத் தெரிய வந்தது. ஹைட்ரஜன் (அணு எண் 1) முதலாக யுரேனியம் (அணு எண் 92) முடிவாக உள்ள மொத்த தனிமங்கள் 92 தான் என்பது அறியப் படலாயிற்று. இதன் விளைவாக, கண்டுபிடிக்க வேண்டிய தனிமங்களின் மொத்த எண்ணிக்கையும், அவற்றின் அணு எண்களும் தெரிய வந்தன. அருமண் உலோகங்களின் மொத்த எண்ணிக்கையும் தெரிய வந்தது. இதன் பயனாக அது வரையில் கண்டுபிடிக்கப்படா மலிருந்த தனிமங்களெல்லாம் வெகுசீக்கிரத்தில் கண்டு பிடிக்கப் பட்டன. பெரும்பாலான தனிமங்களின் அணு எடையும், அணு எண்ணும், நேர் விகிதத்தில் அமைந்துள்ளதால், அவற்றின் பண்புகள் அணு எடைகளின் ஆவர்த்தன அடங்கு களாக அமைந்துள்ளன.

தற்கால ஆவர்த்தன விதி (Modern Periodic Law)

ஒரு தனிமத்தின் அணு எண்தான், அதன் பௌதிக வேதிப் பண்புகளை நிர்ணயிக்கும், அடிப்படை பண்பு என அறியப் பட்டவுடன், மெண்டலீஃபின் ஆவுர்த்தன விதி திருத்தி அமைக்கப் பட்டது. நவீன ஆவர்த்தன விதியை 'தனிமங்களின் பௌதிக வேதிப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களின் ஆவர்த் தன சடங்குகளாக அமைகின்றன' என வரையறுக்கலாம்.

நவீன ஆவர்த்தன விதியை அடிப்படையாகக் கொண்டு அமைக்கப்படும் ஆவர்த்தன அட்டவணையில், மெண்ட லீஃபின் அட்டவணையிலுள்ள குறைகள் நீக்கப்படுகின்றன. பழைய அட்டவணையில் நான்கு இடங்களில் ஒவ்வாத இரட்டைகள் இருப்பதாக அறிந்தோம். ஆனால் தனிமங்களை அவற்றின் அணு எண் ஏறு வரிசையில் அமைக்கும் பொழுது முரண்பாடான அமைப்பில்லாமல் ஒழுங்கானமுறையில் அமை கின்றன.

தனிமம்	A	K	Co	Ni
அணு எடை	39·95	39·10;	58·93	58·71
அணு எண்	18	19	27	28
தனிமம்	Te	I	Th	Pa
அணு எடை	127·60;	126·90	232·04	231.00
அணு எண்	52	53	90	91

ஆவர்த்தன அட்டவணையிலுள்ள மேலும் சில குறைகளை நீக்கும் பொருட்டு தனிமங்களை, நவீன ஆவர்த்தன விதியை யொட்டி ஒரு நீண்ட அட்டவணையில் விஞ்ஞானிகள் அமைத்து

உள்ளனர். இதற்கு நீண்ட அட்டவணை (Long table) என்றும், ஆவர்த்தன அட்டவணையின் நீள் வடிவம் (Long form of the periodic table) என்றும் பெயர் வழங்குகிறது.

இந்த அட்டவணையில் பதினெட்டு பத்திகளும், ஏழு வரிசைகளும் உள்ளன. லாந்தனைடுகளையும், ஆக்டினைடுகளையும் அட்டவணையின் கீழ் இரண்டு வரிசையாகக் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

இந்த வகை அமைப்பினால், தனிமங்களை, வீரிய உலோகங்கள், இடை நிலை உலோகங்கள், உள் இடை நிலை உலோகங்கள், உலோகப் போலிகள், அலோகங்கள், மந்த தனிமங்கள் என எளிதாகப் பிரித்துக் காண்பிக்க முடிகின்றது. மேலும், இந்த அமைப்பு பெருமளவில் தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பை யொட்டி அமைந்துள்ளதால், அவற்றின் பௌதிக, வேதிப் பண்புகளை எளிதில் விளக்கவும், தொகுத்துக் கூறவும் பயன்படுகின்றது.

அணுவின் கட்டமைப்பும், ஆவர்த்தன அட்டவணையும்:

ஒரு தனிமத்தின் பண்புகள் யாவும் அதன் அணுக்களில் காணப்படும் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பைப் பொறுத்தே யுள்ளன. அட்டவணையில், பத்தியில் காணப்படும் தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான்கள், அமைப்பில் ஒற்றுமை இருக்கும் காரணத்தால்தான் அவை ஒத்தப் பண்புகளையுடையவையாயுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, இரண்டாவது பத்தியிலுள்ள தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு பின் வருமாறுள்ளது :

தனிமம்	அணு எண்	எலெக்ட்ரான் அமைப்பு						
		K	L	M	N	O	P	Q
Be	4	2	2					
Mg	12	2	8	2				
Ca	20	2	8	8	2			
Sr	38	2	8	18	8	2		
Ba	56	2	8	18	18	8	2	
Ra	88	2	8	18	32	18	8	2

இப்பத்தியிலுள்ள தனிம அணுக்களின் யாவற்றிலும் அவற்றின் இறுதிக் கூட்டில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் அமைந்துள்ளதைக் காண்கிறோம். இவைகள் யாவும் வீரிய உலோகப் பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதற்கும், இணைதிறன் இரண்டாக உள்ளதற்கும், அயனிச் சேர்மங்களைக் கொடுப்பதற்கும், இந்த அமைப்பே காரணமாக உள்ளது.

தனிமங்களின் ஆவர்த்தன தன்மை, தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பின் பிரதிபலிப்பு என்று கூறலாம். ஒரு தனிமத்திலிருந்து அடுத்த தனிமம் செல்லுகையில் அணு எண் ஒரு அலகு ஏறுவதால் கருவில் ஒரு புரோட்டானும், கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான் மண்டலத்தில் ஓர் எலெக்ட்ரானும் சேர்க்கப்படுகின்றன. கருவில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாக, அதிகமாக நியூட்ரான்கள் சேர்க்கப்படுகின்றன. கரு, எடை, நேர்மின் சுமைகளின் எண்ணிக்கை, இவற்றில் சீராக அதிகமாகின்றது. இதே சமயத்தில் எலெக்ட்ரான் மண்டலமும், சில குறிப்பிட்ட விதிகளின்படி வளர்கின்றது.

நீண்ட அட்டவணையில் ஒவ்வொரு வரிசை ஆரம்பத்திலும், ஒரு புது எலெக்ட்ரான் கூடு ஆரம்பமாகின்றது. வரிசையின் முடிவில், இறுதிக் கூட்டில் (முதல் வரிசையைத் தவிர) எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. அட்டவணையில் வரிசை எண், அந்த வரிசையிலுள்ள தனிம அணுக்களிலுள்ள எலெக்ட்ரான் கூடுகளின் மொத்த எண்ணிக்கையைக் காட்டுகின்றது.

முதல் வரிசையில் இரண்டே தனிமங்கள் உள்ளன. முதல் தனிமமான ஹைட்ரஜன் முதல் பத்தியிலுள்ளது. அத் தனிம அணுவிலுள்ள ஒரு எலெக்ட்ரான் K கூட்டின் s உட்கூட்டில் அமைகின்றது. அடுத்து வரும் தனிமமான ஹீலியம் 18-வது பத்தியில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. முதல் கூடு முற்றுப்பெறுவதால் இது ஒரு மந்த தனிமமாக உள்ளது.

இரண்டாவது வரிசையில் முதல் தனிமமாக அமைந்துள்ள லித்தியத்தில், L கூடு, ஒரு எலெக்ட்ரானைப் பெற்று ஆரம்பம் ஆகின்றது. தொடர்ந்து வரும் தனிமங்களில் L கூடு வளர்ந்து நியான் என்ற (அணு எண் 10) தனிமத்தை அடைந்தவுடன் ஒரு முடிவு பெறுகின்றது. L கூடு முற்றுப்பெற்ற காரணத்தாலும் எட்டு எலெக்ட்ரான் வெளிக் கூட்டிலிருப்பதாலும் நியான் ஒரு மந்த தனிமமாக உள்ளது.

மூன்றுவது வரிசையில் M கூடு ஆரம்பமாகி வளர்ந்து எட்டு எலெக்ட்ரான்களை, ஆர்கான் (அணு எண் 18) என்ற தனிமம் வந்தவுடன் பெறுகின்றது. எட்டு எலெக்ட்ரான்களுக்கு மேல் எந்த இறுதிக் கூட்டிலும் இருக்க முடியாதாகையால் இந்த வரிசையும் இத்துடன் முடிவு பெறுகின்றது.

நான்காவது வரிசையில் N கூடு ஆரம்பமாகின்றது. N கூட்டில் s உட்கூடு நிறைவுபெற்ற பின் (அணு எண் 20) அடுத்து வரும் தனிமத்தின் M கூட்டின் d உட்கூட்டில் எலெக்ட்ரான் நுழைகின்றது. இவ்வாருக தொடர்ந்து பத்து தனிமங்களில் எலெக்ட்ரான்கள் உட்கூட்டிலேயே கூடுகின்றன. தனிம எண் 30ல் (Zn) M கூட்டின் d உட்கூடு முடிவு பெறுகின்றது. தனிம எண் 31லிருந்து எலெக்ட்ரான்கள், N கூட்டின் *p* உட்கூட்டில் சேருகின்றன. இறுதிக் கூடு எட்டு எலெக்ட்ரான்களை (ns^2, np^6) கிரிப்டான் (அணு எண் 36) என்ற தனிமம் வந்தவுடன் பெறுகின்றது. கிரிப்டான் நியான், ஆர்கானைப்போலவே ஒரு மந்த தனிமமாக உள்ளது.

ஐந்தாவது வரிசையில் முதல் தனிமமான ருபீடியத்தில் 'O' கூடு ஆரம்பமாகின்றது. 'O' கூட்டின் s உட்கூடு முடிவடைந்த உடன் இட்ரியம் (அணு எண் 39) முதற்கொண்டு N கூட்டின் d உட்கூடு, வளர ஆரம்பிக்கின்றது. காட்மியம் (அணு எண் 48) வந்தவுடன் N கூட்டின், d உட்கூடு முடிவடைகின்றது. அடுத்து வரும் தனிமங்கள் 'O' கூட்டின் *p* உட்கூடு வளர ஆரம்பிக்கிறது. இறுதிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் (ns^2, np^6) அமைப்பு ஸீனன் (அணு எண் 54) என்ற மந்த தனிமத்திலுள்ளது. ஐந்தாவது வரிசையும் இத்துடன் முடிவு பெறுகிறது.

ஆருவது வரிசையில் P கூடு, சீசியம் என்ற தனிமத்தில் ஆரம்பமாகின்றது. P கூட்டில் s உட்கூடு பேரியம் என்ற தனிமத்தில் முடிவடைகின்றது. அடுத்துவரும் லாந்தனம் என்ற தனிம அணுவில் சேரும் எலெக்ட்ரான் N கூட்டிலுள்ள f உட்கூட்டை அடைகின்றது. N கூட்டிலுள்ள f உட்கூட்டின் ஆற்றலும் (Energy) 'O' கூட்டிலுள்ள d உட்கூட்டின் ஆற்றலும் சமமாக இருப்பதால் இந்த எலெக்ட்ரான் 'O' கூட்டின் d உட்கூட்டில் இருப்பதாகக் கொள்ளலாம். தொடர்ந்து வரும் தனிமங்களில் N கூட்டின், f உட்கூட்டில் எலெக்ட்ரான்கள் சேருகின்றன. இவ்வகை தனிமங்களை (அணு எண் 58 முதல் 71 முடிய) நீண்ட அட்டவணையில் ஆருவது வரிசையில் சேர்க்காமல் அட்டவணைக்குக் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

N கூட்டின் f உட்கூடு முற்றுப் பெற்றபின், எலெக்ட்ரான்கள் ஹாஃப்னியம் (அணு எண் 72) முதல் தொடர்ந்து 'O' கூட்டின் d உட்கூட்டில் சேருகின்றன. பாதரசம் (அணு எண் 80) என்ற தனிமத்துடன் 'O' கூட்டின் d உட்கூடு முடிவு பெறுகின்றது. அடுத்துவரும் தனிமங்களில் P கூட்டின் *p* உட்கூடு எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுகின்றது. இந்த இறுதிக் கூடு ரெடான் என்ற மந்த தனிமம் (அணு எண் 86) வந்தவுடன் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுகின்றது. இத்துடன் இந்த வரிசை முடிவு பெறுகின்றது.

ஏழாவது வரிசையில் Q கூடு ஃப்ரான்சியம் என்ற தனிமத்தில் ஆரம்பமாகின்றது. Q கூட்டின் s உட்கூடு முடிவு அடைந்தவுடன், அடுத்த தனிமமான ஆக்டினியத்தில் சேரும் எலெக்ட்ரான் P கூட்டின் d உட் கூட்டிலிருக்கிறது. தொடர்ந்து வரும் தனிமங்களில் P கூட்டிலுள்ள d உட்கூட்டின் ஆற்றலை விட 'O' கூட்டிலுள்ள f உட்கூட்டின் ஆற்றல் சிறிது குறைவாக உள்ளதால் எலெக்ட்ரான்கள் 'O' உட்கூட்டிலுள்ள f கூட்டினை அடைகின்றன. இத்தனிமங்களுக்கு 'ஆக்டினைடுகள்' எனப் பெயரிட்டு அட்டவணையின் கீழே இவைகள் கொடுக்கப்பட்டு உள்ளன. ஆகவே நீண்ட அட்டவணையில் ஏழாவது வரிசையில் மூன்று தனிமங்களே இடம்பெறுகின்றன.

எலெக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்டு தனிமங்களை வகையீடு செய்தல்

தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்டு தனிமங்களை நான்கு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

இறுதிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பது முதல் வகையாகும். இந்த அமைப்பை ns^2, np^6 என்று அழைக்கலாம். n என்பது இறுதிக் கூட்டைக் குறிக்கும்.

நீண்ட அட்டவணையில் பதினெட்டாவது பத்தியிலுள்ள தனிமங்கள் இந்த அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இத்தனிமங்கள், மந்த வாயுக்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இறுதிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருத்தல் ஒரு முடிவு பெற்ற தன்மைதனைக் குறிப்பதால் இந்த வாயுக்களின் அணுக்கள், வேதி வினைகளில் பங்கு பெறுவதில்லை.

இரண்டாம் வகை தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு ns^1லிருந்து ns^2, np^1 வழியாக np^5 வரையுள்ளதாக

இருக்கும். இவ்வகை தனிம அணுக்களில் இறுதிக் கூடு வளர்ந்து வருகின்றது. நீண்ட அட்டவணையில் 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 பத்திகளிலுள்ள தனிமங்கள் இவ்வகையைச் சாரும். இவைகள் அடையாளத் தனிமங்கள் (Typical element) என்று அழைக்கப் படுகின்றன. வெளிக்கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களே வேதிப் பண்புகளுக்குக் காரணமாயிருத்தலால், இவைகள் யாவும் ஒரே பண்புள்ளவைகளாக இருக்க முடியாது. ஆனால் ஒரே பத்தியி லுள்ள தனிமங்களின், இறுதிக் கூட்டின் அமைப்பு, ஒத்திருப் பதால், அவை யாவும் பல பண்புகளில் ஒத்திருக்கின்றன. இட மிருந்து வலம் செல்லுகையில் இறுதிக் கூட்டில் எலெக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கை, சீராகப் படிப்படியாக ஏறுவதால் தனிமங் கள் உலோகப் பண்பில் ஆரம்பித்து அலோகப் பண்பில் முடி கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக மூன்றுவது வரிசையிலுள்ள தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகள் கீழே கொடுக்கப் பட்டுள்ளன:

மூன்றும் வகைத் தனிம அணுக்களின் அமைப்பு (n-1) d^1, ns^2 லிருந்து (n-1) d^{10}, ns^2 வரையிலுள்ளதாக இருக்கும். இவ் வகை தனிம அணுக்களில் இறுதிக் கூட்டில் இரண்டு எலெக்ட் ரான்களும், இறுதிக்கு முதல் கூட்டில் 9 முதல் 18வரை எலெக்ட் ரான்கள் வளர்ந்து வருவதையும் காணலாம். நீண்ட அட்ட வணையில் மூன்றுவது பத்தி முதல் பன்னிரண்டாவது பத்தி இறுதியாகக் காணப்படும். (3 × 10) முப்பது தனிமங்களும் இவ்வகையைச் சாரும். இவைகள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் (Transition elements) என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

இத் தனிம அணுக்களில் இறுதிக் கூட்டில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களிருப்பதால் இவை யாவும் உலோகங்களாக உள்ளன. வேதிவினையில் இறுதிக்கூட்டு எலெக்ட்ரான்களுடன் அதற்கு முன்பாக உள்ள d உட்கூட்டு எலெக்ட்ரான்களும் பங்கு பெறக்கூடிய ஆற்றல் பெற்றுள்ளன. இக்காரணத்தால் இத்தனிமங்கள், மாறுபடும் இணை திறன் (Variable valency) பெற்றவைகளாக உள்ளன.

நான்காம் வகை தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு(n-2) f^1 லிருந்து (n-2) f^{14}, வரையுள்ளதாக இருக்கும். இத்தனிமங்களில் அணு எண், ஏற ஏற, எலெக்ட்ரான்கள் இறுதிக் கூட்டிலிருந்து இரண்டு கூடுகளுக்கு முன்னுள்ள (Last but two) கூட்டின் f உட்கூட்டில் போய்ச் சேருகின்றன.

இவ்வகைத் தனிமங்கள் உள் இடைநிலை தனிமங்கள் (Inner transition elements) என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகள்

லாந்தனைடு தொடர் (Lanthanides) ஆக்டினைடுதொடர் (Actinides) என்ற இரு தொடர்களாக உள்ளன. இவைகள் நீண்ட அட்ட வணையின் கீழே இரண்டு தனி வரிசைகளாகக் கொடுக்கப் பட்டுள்ளன. இத் தனிமங்கள், யாவற்றிலும் இறுதிக் கூடும், அதற்கு முன்னுள்ள கூடும் ஒரே விதமான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றிருப்பதால் வேதிப் பண்புகளில் மிக்க ஒற்றுமை காட்டுகின்றன. இவை யாவும் இயற்கையில் ஒருங்கே கிடைக்கின்றன. இத்தனிமங்களைத் தனித்தனியே பிரித்து எடுக்க அதன் வேதிப் பண்புகள் பயனளிப்பதில்லை.

லாந்தனைடு தொடரில் ஒரு தனிமத்திலிருந்து அடுத்த தனிமம் செல்லும்பொழுது தனிம அணுக்களின் பருமனளவு சிறிதுசிறிதாகக்குறைகின்றது. இதற்கு லாந்தனைடு குறைவு (Lanthanide contraction) எனப்பெயர். இதன் காரணத்தால் லாந்தனைடு தொடருக்கு அடுத்து வரும் ஹாஃப்னியம், டான் டலம், டங்ஸ்டன் (Hf, Ta, W) என்ற தனிமங்களின் பருமனளவு குறைவாக உள்ளது. இத்தனிமங்களின் பண்புகளில், இப் பருமனளவு குறைவால் குறிப்பிட்ட சில மாறுதல்களைக் காணலாம்.

ஆவர்த்தன பண்புகள் (Periodic properties)

ஆவர்த்தன அட்டவணையில், வரிசையில் இடமிருந்து வலம் செல்லும்பொழுதும், பத்திகளில் மேலிருந்து கீழே செல்லும் பொழுதும் பல பண்புகள் ஆவர்த்தனமாக அமைவதைக் காணலாம். எடுத்துக்காட்டாக அணுவில் ஆரத்தை எடுத்துக் கொண்டால் ஒவ்வொரு குறுகிய வரிசையிலும் அணு ஆரத்தின் மதிப்பு குறைந்துகொண்டு செல்வதைக் காணலாம்.

தனிமம்	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
அணு ஆரம்	1·23	·89	·80	·77	·74	·74	·72	·12

அட்டவணையில் ஓர் வரிசையில் இடமிருந்து வலம் செல்லுகையில், அணுக்களிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை கூடுகின்றது. ஆனால் புதிதாக எலெக்ட்ரான்கள் கூடுகள் (Shells) தோன்றுவதில்லை. வெளிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள், நீர் மின்சுமைகள் அதிகமாக்கப்பட்ட உட்,

கருவினால் ஈர்க்கப்படுகின்றன. இக்காரணம் பற்றியே அணு வின் ஆரம் குறைகின்றது.

பத்தியில் மேலிருந்து கீழ் செல்லுகையில் அணுவின் ஆரம் அதிகமாகின்றது.

தனிமம்	அணுவின் ஆரம்
H	0·33
Li	1·34
Na	1·54
K	1·96
Rb	2·11
Cs	2·25

பத்தியில் ஒரு தனிமத்திலிருந்து மற்றொரு தனிமத்திற்குச் செல்லும்பொழுது, புதிதாக ஒரு எலெக்ட்ரான் கூடு அணுவில் சேரும் காரணத்தால் அணுவின் ஆரம் அதிகமாகின்றது.

ஒரு அணுவின் இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரானை அணுவிலிருந்து நீக்க தேவைப்படும் ஆற்றலுக்கு முதல் அயனி யாக்கும் ஆற்றல் (First ionization potential) என்று பெயர். இந்த அயனியாக்கும் ஆற்றல் அணுவின் ஆரத்தையும், அணுவின் வெளிக்கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண் ணிக்கையும் பொருத்திருக்கும்.

முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல், வரிசையில் இடமிருந்து வலம் செல்லுகையில் பொதுவாக அதிகமாகின்றது.

தனிமம்	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
முதல் அயனி யாக்கும் ஆற்றல்	124	215	191	260	336	314	402	497

அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகமாக, அதிகமாக தனிமத்தின் எதிர்மின்தன்மை (Electronegative nature) அதிகரிக்கிறது.

அட்டவணையிலுள்ள பத்திகளில் மேலிருந்து கீழ்செல்லு கையில், முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகின்றது.

தனிமம்	முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல்
H	313
Li	124
Na	119
K	100
Rb	96
Cs	90

முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறையக் குறைய தனிமத்தின் நேர்மின் தன்மை (Electro-positive nature) அதிகமாகின்றது. இக்காரணம் பற்றியே எந்த ஓர் பத்தியிலும், உலோகத் தன்மை மேலிருந்து கீழ்ச்செல்லுகையில் அதிகமாகின்றது.

இதுபோன்றே, எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் (electronegativity), அயனியின் ஆரம், அயனி நகர்பு (Ionic mobility) அளவறி ஆக்சிஜன் ஏற்ற ஆற்றல் (Standard Oxidation Potential) உருகு நிலை, காந்த பண்பு, ஒளிவிலகல் எண் போன்ற தனிமங்களின் பல பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களின் ஆவர்த்தன அடங்குகளாக அமைகின்றன.

வினாக்கள்:

(1) தனிமங்களின் வகையீடைப்பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக. இந்த வகைப் பாட்டின் சிறப்புக்கள் பற்றியும் முரண்பாடுகள் பற்றியும் விவரிக்க.

(செ. ப. செப்டம்பர் 62)

(2) தனிமங்களின் வகைப்பாட்டில் அணு எடையைக் காட்டிலும் அணு எண் அடிப்படையாகக் கொள்ளப்படுகிறது. ஏதனால்? அணு அமைப்பை அடிப்படையாகக்கொண்டு தொடர்வரிசை அட்டவணையில் உள்ள தனிமங்களின் இணை திறன்களில் காணப்படும் தொடர் நிகழ்ச்சி எப்படி விளக்கப் படுகிறது? தொடர் வரிசை அட்டவணையில் குறுகிய நீண்ட தொடர் வரிசைகள் யாவை?

(செ. ப. செப்டம்பர் 65)

(3) மெண்டலீஃப்பிற்கு முன் நடந்த தனிமங்களை வகைப் படுத்தும் முயற்சிகளைப்பற்றிச் சுருக்கி எழுதுக. மெண்டலீஃப் தொடர்வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்

யாவை? தொடர்வரிசை அட்டவணையில் பொருந்தாத இடங்களில் வைக்கப்பட்ட தனிமங்களின் நிலைமை எப்படி மெய்ப்பிக்கப்பட்டுள்ளது?

(செ. ப. ஏப்ரல் 66)

(4) தனிமங்களின் பண்புகளை எளிதில் அறிய மெண்டலீஃப்பின் தொடர்வரிசை அட்டவணை எப்படிப் பயன்படுகிறது?

(செ. ப. செப்டம்பர் 69)

(5) மொசலியின் செயலைப்பற்றி ஒரு சிறு குறிப்பு வரைக.

(6) 'அணு எண்' வரையறுக்க.

(7) நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை எவ்வாறு தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பிரதிபலிக்கின்றன என்பதைப்பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக.

(8) சிறு குறிப்பு வரைக :—

(a) டாப்ரீனரின் மும்மைகள்.
(b) நியூலெண்டின் எட்டெண் விதி.
(c) நவீன ஆவர்த்தன விதி.
(d) முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல்.
(e) ஒவ்வாத இரட்டைகள் (Misfits)

2. கன ஹைட்ரஜன்

(Heavy Hydrogen)

தனிமத்தின் ஒவ்வொரு அணுவிலும் ஒரு உட்கரு உள்ளது. உட்கருவில் (ஹைட்ரஜன் நீங்கலாக) புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் உள்ளன. அணுவின் உட்கருவைச் சுற்றி எலெக்ட்ரான்கள் அமைந்துள்ளன. அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக இருக்கும். இந்த எண்ணிக்கைக்கு அணு எண் என்று பெயர். அணுக்கருவிலுள்ள, புரோட்டான், நியூட்ரான்களின் கூட்டுத் தொகையே அணு எடையாகும்.

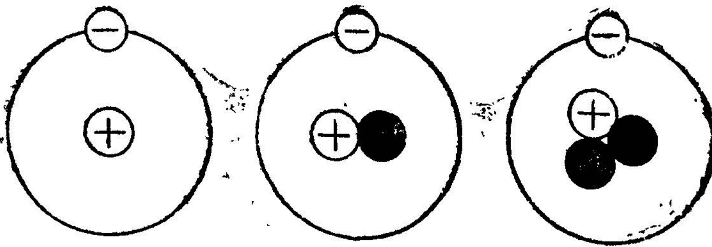
ஐசோடாப்புகள் :—ஒரு தனிமத்தின் அணுக்கள் அணு எடையில் மட்டும் மாறுபட்டு அணுஎண்ணில் மாறுபடாமலிருந்தால் அவற்றிற்கு ஐசோடாப்புகள் என்று பெயர். அணுக்களின் அணு எண் ஒன்றாக இருப்பதால் அவற்றின் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை ஒன்றாகவே இருக்கும். உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும் (அணு எண்) கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருக்கும். ஒரு குறிப்பிட்ட எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கையைக் கொண்ட அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு ஒத்ததாகவேயிருக்கும். எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பே வேதிப்பண்புகளை கட்டுப்படுத்துவதால் அந்த அணுக்கள் ஒரே தனிமத்தின் அணுக்களாகத் தான் இருக்க முடியும்.

ஹைட்ரஜனின் ஐசோடாப்புகள்

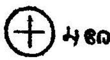
பல தனிமங்கள் ஐசோடாப்புகளின் கலவைகளாகவே உள்ளன. ஆவர்த்தன அட்டவணையில் முதல் தனிமமாக

விளங்கும் ஹைட்ரஜன், மூன்றுவகை ஐசோடாப்புகளைப் பெற்றுள்ளது. பொதுவாக ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடாப்புகள் யாவும், அத்தனிமத்தின் பெயராலேயே அழைக்கப்படும். ஆனால் ஹைட்ரஜனின் ஐசோடாப்புகள் எடையில் பெருமளவில் (100%, 200%) மாறுபடுவதால், இவற்றிற்கு, தனிப்பெயர்கள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. ஹைட்ரஜன் ஐசோடாப்புகளின் பெயர்களும் அவற்றின் அணுக்களின் அமைப்பும் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

எண்	ஹைட்ரஜன் ஐசோடோப்புகளின் பெயர்	அணுவின் அமைப்பு		
		எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	கருவின் அமைப்பு	
			புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை	நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை
1	ஹைட்ரஜன் அல்லது புரோட்டியம் [H]	1	1	—
2	கன ஹைட்ரஜன் அல்லது ட்யூட்டீரியம் [D]	1	1	1
3	கனமிகு ஹைட்ரஜன் அல்லது ட்ரைட்டியம்	1	1	2









எலெக்ட்ரான் புரோட்டான் நியூட்ரான்

படம் 4

கன ஹைட்ரஜன் அல்லது ட்யூட்டீரியம் (Heavy Hydrogen or Deuterium)

ஹைட்ரஜனின் அணு எடை 1·00799 என அறியப் பட்டிருந்தது. கி. பி. 1927-ல் ஆஸ்டன் பொருண்மை நிறமாலை வரையியைப் பயன்படுத்தி தூய ஹைட்ரஜனின் அணு எடையைக் கணக்கிடுகையில், 1·00778 என அறியலாயிற்று. அணு எடையில் காணப்படும் இந்த வித்தியாசம் சாதாரண ஹைட்ரஜனில் கலந்துள்ள கனமான ஐசோடோப்பால்தான் இருக்க வேண்டுமென்று யுரே (Urey) என்ற விஞ்ஞானி கருத்து தெரிவித்தார். இதனைத் தொடர்ந்து அவரும் அவரைச் சார்ந்த விஞ்ஞானிகளும் திரவநிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜனை பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறைக்கு உட்படுத்தி கன ஹைட்ரஜனைப் பெற்றனர்.

கன ஹைட்ரஜன் சாதாரண ஹைட்ரஜனில் 0·0156% உள்ளது. கனஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜனுடன் கூடி, கனநீர் என்ற சேர்மம் தரக்கூடியது. சாதாரண நீரில், கனநீர் 0·0001667 சதவீதம் (6000ல் ஒரு பங்கு) உள்ளது. தூய ஹைட்ரஜன் அணுக்களை H என்ற குறியீட்டாலும், கன ஹைட்ரஜன் அணுக்களை D என்ற குறியீட்டாலும் குறிக்கலாம்.

கன ஹைட்ரஜனைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைகள்

(1) தூய ஹைட்ரஜனின் கொதிநிலை—252·2°C. ஆனல் கன ஹைட்ரஜனின் கொதிநிலை—249·41°C வேதிமுறைகளில் பெறப் படும் ஹைட்ரஜனில் சுமார் 0·016 பங்கு கன ஹைட்ரஜன் உள்ளது. இந்த ஹைட்ரஜனைத் தகுந்த முறையில் நீர்ம நிலைக்குக் கொண்டுவந்து, பின்னர், அந்த நீர்மத்திலிருந்து பின்னக்காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் கன ஹைட்ரஜனைப் பிரித் தெடுக்கலாம்.

(2) சாதாரண ஹைட்ரஜனிலிருந்து வாயு பரவல் முறையில் கன ஹைட்ரஜனைப் பிரித்தெடுக்கலாம். கிரஹாம் வாயு பரவல் விதிப்படி 'ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில், வாயுக் களின் பரவல் வேகம் அவைகளின் அடர்த்திகளின் வர்க்க மூலத்திற்கு, எதிர் விகிதத்திலிருக்கும்'. இதன்படி H_2, D_2 இவற் றின் அடர்த்திகள் முறையே d_1, d_2 என்றும் அவை ஒன்றுடன்

ஒன்று கலக்கும்பொழுது பரவல் வேகம் முறையே V_1, V_2 என்றும் கொண்டால் கிரஹாம் விதியைக் கீழ்க்கண்ட சமன் பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

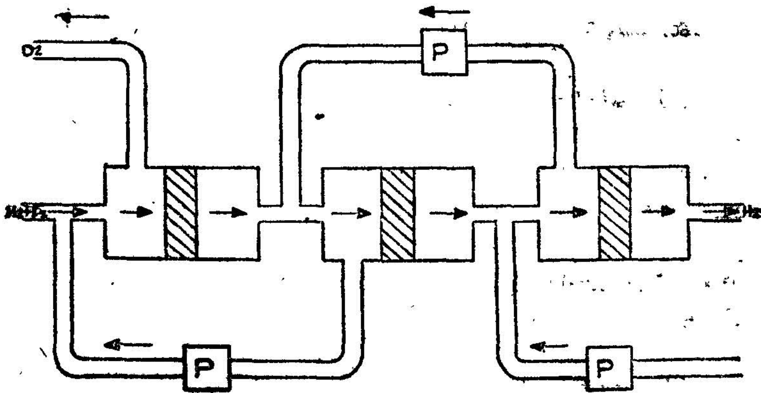
அடர்த்தி எண்ணும், மூலக்கூறெடையும் தொடர்புள்ளவைகளாதலால் d_1, d_2 என்ற அடர்த்திகளுக்குப் பதிலாக மூலக்கூறெடைகளை (m_1, m_2) சமன்பாட்டில் புகுத்தியும் பரவல் விதியை எழுதலாம்.

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறெடை எண் 2, ட்யூட்டீரியத்தின் மூலக்கூறெடை எண் 4. எனவே ஹைட்ரஜனும், ட்யூட்டீரியமும் கலந்துள்ள கலவை அவற்றின் பரவல் வேகத்தை ஒப்பிடுகையில்,

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{4}{2}} = 1{\cdot}414 \text{ என ஆகின்றது.}$$

எனவே ஹைட்ரஜன் வாயு ட்யூட்டீரியத்தைவிட 1·414 மடங்கு வேகமாகப் பரவல் செய்யக்கூடியது.



படம் 5

சாதாரண ஹைட்ரஜனை ஒரு நுண்துளை மலிந்த தகட்டின் (Porous plate) ஒருபுறமிருந்து செலுத்தினால் தூய ஹைட்ரஜன் எளிதில் தகட்டின் வழியே பரவலடைந்து மறுபுறத்தை அடையும். இதனை பல நுண்துளை மலிந்த தகடுகளின் வழியே

படத்தில் காட்டியுள்ளபடி திரும்பவும் திரும்பவும் செலுத்து வதன் மூலம், தூய ஹைட்ரஜனை ஒரு புறமும், ட்யூட்டீரியத்தை மற்றொரு புறமும் பெறலாம்.

(3) சாதாரண நீரில் $\frac{1}{6000}$ பங்கு கனநீர் (Heavy water) உள்ளது. சாதாரண நீரை மின்னாற் பகுத்தல் முறையில் சிதை வடையச் செய்தால் தூய ஹைட்ரஜன் பெருமளவில் வெளிவரு கின்றது. எஞ்சியுள்ள நீரில் கனநீரின் சதவீதம் அதிக மாகின்றது. இவ்வாறு கிடைத்த கனநீரிலிருந்து ட்யூட்டீரி யத்தைப் பெறலாம்.

இந்த முறையில், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கலந்த 20 லிட்டர் சாதாரண நீரைத் தொடர்ந்து மின்னாற் பகுத்தல் முறையில் 5 க. செ. மீ. அளவு மீதமிருக்கும்வரை சிதை வடையச் செய்தால், எஞ்சியுள்ள நீர் கனநீராக உள்ளது.



$$2H_2O \longrightarrow 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

(a) எஞ்சியுள்ள கனநீரை தொடர்ந்து மின்னாற் பகுத்தால் ட்யூட்டீரியம் கிடைக்கின்றது.



$$2D_2O \longrightarrow 2D_2\uparrow + O_2\uparrow$$

(b) கனநீருடன் சோடியத்தை வினையுறச் செய்தால் ட்யூட்டீரியம் கிடைக்கின்றது.

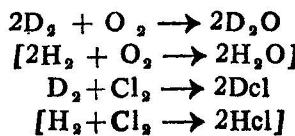


$$2D_2O + 2Na \longrightarrow 2NaOD + D_2\uparrow$$

பண்புகள்

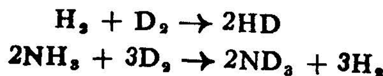
ட்யூட்டீரியம் நிறம், மணமற்ற வாயு. நீரில் மிகச் சிறிய அளவே கரையக்கூடியது. நீர்ம ட்யூட்டீரியத்தின் கொதிநிலை —249.41°C ஆகும்.

இது ஹைட்ரஜனைப் போலவே வேதி வினைகளில் பங்கு பெறுகின்றது. ட்யூட்டீரியம், ஆக்சிஜன், குளோரின் போன்ற தனிமங்களுடன் எளிதில் வினைபுரியக்கூடியது.



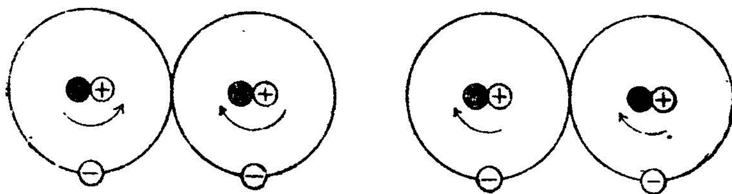
$$2D_2 + O_2 \longrightarrow 2D_2O$$
$$[2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O]$$
$$D_2 + Cl_2 \longrightarrow 2Dcl$$
$$[H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2Hcl]$$

ட்யூட்டீரியம் பல வினைகளில் சாதாரண ஹைட்ரஜனுடன் இடம் மாற்றிக் கொள்கிறது.



$$H_2 + D_2 \rightarrow 2HD$$
$$2NH_3 + 3D_2 \rightarrow 2ND_3 + 3H_2$$

ஹைட்ரஜனைப் போன்றே ட்யூட்டீரியமும், ஆர்த்தோ, பாரா மூலக்கூறுகளையுடையது. சாதாரண வெப்பநிலையில் கன ஹைட்ரஜனில் இருமடங்கு ஆர்த்தோ வகையும், ஒரு மடங்கு பாரா வகையும் உள்ளன.



ஆர்த்தோ (Ortho) ட்யூட்டீரியம் [அணுக்கருக்கள் ஒரேதிசையில் சுழல்வன]

பாரா (Para) ட்யூட்டீரியம் [அணுக்கருக்கள் மாறுன திசையில் சுழல்வன]

படம் 6

பயன்கள்

(1) ட்யூட்டீரியம் செயற்கைமுறையில் கதிரியக்கம் ஏற்படுத்தவும், தனிமமாற்றங்களை (Transmutation) ஏற்படுத்தவும் பயன்படுகிறது.

(2) ட்யூட்டீரியத்தை எளிதில் நிறைநிரல் வரையியலின் மூலமாகக் கண்டறியக் கூடுமாதலால், ட்யூட்டீரியமும், அதன் சேர்மங்களும், வேதி வினைகள் நிகழும் வழிமுறையை (Mechanism of chemical reaction) கண்டறியப் பயன்படுகின்றது. இவ்வித முறைக்கு சுவடறியும் முறை (Tracer Technique) எனப்பெயர்.

(3) இதன் சேர்மங்களுள் முக்கியமான கனநீர், அணு உலைகளில் (Atomic reactors) நியூட்ரான்களின் வேகத்தைக் குறைக்கப் பயன்படுகிறது.

தூய ஹைட்ரஜனின் பண்புகளும், ட்யூட்டீரியத்தின் பண்புகளும், கீழே உள்ள அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன:

பண்புகள்	தூய ஹைட்ரஜன் H_2	தூய ட்யூட்டீரியம் D_2
அணு எண்	1	1
அணு எடை	1	2
மூலக்கூறெடை	2	4
கொதி நிலை	20·38° Abs	23·50° Abs
உருகு நிலை	13·95° Abs	18·65° Abs
மும்மை நிலை (Triple point)	13·92° Abs	18·58° Abs
உள்ளுறை வெப்பம் (உருகுதல்)	28 கலோரி	52·3 கலோரி
உள்ளுறை வெப்பம் (ஆவியாகுதல்)	218·7 கலோரி	355·4 கலோரி

வினுக்கள்

1. ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகளின் பெயர்களையும், அவற்றின் அணு அமைப்புகளையும் பற்றி விவரிக்க.
2. கன ஹைட்ரஜனைப் பெறும் வழிகளைத் தொகுத்து எழுதுக.
3. சாதாரண ஹைட்ரஜனிலிருந்து கன ஹைட்ரஜனைப் பிரிக்கும் ஏதாவது ஒரு முறையை விவரித்து எழுதுக.
4. கன ஹைட்ரஜனின் பண்புகள் யாவை?
5. கன ஹைட்ரஜனைப்பற்றி விவரித்து எழுதுக. (செ. ப. செப்டம்பர் 69)
6. ஹைட்ரஜனின் பண்புகளையும், கன ஹைட்ரஜன் பண்புகளையும், அட்டவணைப் படுத்துக.
7. கன ஹைட்ரஜனின் பயன்கள் யாவை?
8. சிறு குறிப்பு வரைக.
   (அ) ஐசோடோப்புகள்.
   (ஆ) ஆர்த்தோ, ட்யூட்டீரியம்.
   (இ) பாரா ட்யூட்டீரியம்.

3. கனநீர்

(Heavy water)

பல ஆண்டுகள் காலம், பயன்பட்டு வந்த மின்கலங்களில் மிஞ்சியுள்ள நீரை யுரே (Urey) என்ற அமெரிக்க விஞ்ஞானி 1932-ல் நிறமாலை காட்டியின் உதவியால் ஆராய்ந்தார். இதன் விளைவாக சாதாரண நீரில் இருப்பதைவிட மிக அதிக அளவில் கன ஹைட்ரஜன் இதில் இருப்பதைக் கண்டறிந்தார். லூயி என்பவர் தொடர்ந்து நடத்திய ஆராய்ச்சியின் பயனாக தூய கனநீரை சாதாரண நீரிலிருந்து பிரித்து எடுக்க முடிந்தது.

தோற்றம்

மழை நீரில் மிகச் சிறிய அளவு கனநீர் காணப்படுகிறது. கிட்டத்தட்ட எல்லா வகை நீரிலும் $\frac{1}{6000}$ பாகம் கனநீர் உள்ளது. மின் பகுப்புக் கலங்களில் எஞ்சியுள்ள கரைசலில் அதிக அளவு கனநீர் காணப்படுகின்றது.

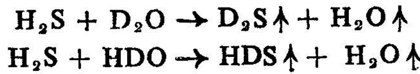
தயாரித்தல்
(Preparation)

(1) லூயி (G. N. Lewis) என்பவர், 20 லிட்டர் கார நீர்க் கரைசலை, நிக்கல் மின் முனைகளைப் பயன்படுத்தி மின்பகுப்புக்கு உட்படுத்தினார். எஞ்சியுள்ள நீர் சுமார் 1 லிட்டர் ஆனவுடன், காரக்கரைசலை கார்பன்டை ஆக்சைடுடன் கலந்து நிலைப்படுத்தினார். இதனைக் காய்ச்சி கிடைத்த வடிதிரவத்துடன், இதனைப் போன்றே கிடைத்த பல வடிதிரவங்களுடன் கலந்து சுமார் 20 லிட்டர் அளவுக்குக் கொண்டு வந்தார். இந்த நீரைக் காரத்துடன் கலந்து முன்போலவே மின் பகுப்புக்கு உட்படுத்தினார். தொடர்ந்து இம்முறையை சுமார் 16 தடவைகள் செய்து தூய

கனநீரை அடைந்தார். இதேமுறையைப் பின்பற்றி கனநீரை அடையலாம்.

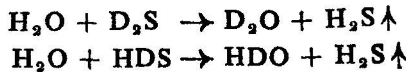
(2) திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்தில், தூயநீரின் கொதிநிலை 100°C. அதே நிலையில் தூய கனநீரின் கொதிநிலை 101·4°C சாதாரண நீரில் $\frac{1}{6000}$ பாகம் கனநீர் கலந்துள்ளது. எனவே சாதாரண நீரை, ஏறத்தாழ 40 அடி உயரமுள்ள பிரிகை அடுக்குகளை பயன்படுத்தி, பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் கனநீரைப் பெறலாம்.

(3) ட்யூட்டீரியத்தை விட லேசாக உள்ள ஹைட்ரஜன் வேதி வீரியம் மிகுந்ததாக உள்ளது. இந்தப் பண்பைப் பயன்படுத்தி வேதி பரிமாற்று முறையில் ட்யூட்டீரியத்தைப் பெறலாம். சுமார் 120°C வெப்ப நிலையிலும், 30° வாயு மண்டல அழுத்தத்திலும் சாதாரண நீரில் ஹைட்ரஜன் சல்பைடு வாயுவைச் செலுத்தினால் கீழ்க்கண்ட பரிமாற்று வினை நிகழ்கின்றது.



$$H_2S + D_2O \rightarrow D_2S\uparrow + H_2O\uparrow$$
$$H_2S + HDO \rightarrow HDS\uparrow + H_2O\uparrow$$

இவ்வினைகளில் நீரிலுள்ள ட்யூட்டீரியம், பரிமாற்றமடைந்து வாயுப் பொருட்களாக (D_2S, HDS, H_2O) வெளியேறுகின்றது. இந்த வாயுக்கலவையைச் சுமார் 15°C வெப்ப நிலைக்குக் குளிரச் செய்துள்ள நீரின் வழியே செலுத்தினால் முன்பு நிகழ்ந்த பரிமாற்றங்களுக்கு நேர் எதிர் மாறான மாற்றங்கள் பின்வரும் சமன்பாடுகளின்படி நிகழ்கின்றன.



$$H_2O + D_2S \rightarrow D_2O + H_2S\uparrow$$
$$H_2O + HDS \rightarrow HDO + H_2S\uparrow$$

இந்நிகழ்ச்சிகளைத் தொடர்ந்து நிகழ்த்துவதன் மூலம் தூய கன நீரைப் பெறலாம்.

இதுபோன்ற பலவித வேதி வினைகளில், ட்யூட்டீரியமும், ஹைட்ரஜனும் சூழ்நிலைக்குத் தகுந்தவாறு வெவ்வேறு வீரியத்துடன் வினையுறுவதால், ட்யூட்டீரியத்தை, ஹைட்ரஜனின்றும் பிரித்து எடுக்க முடிகின்றது. எடுத்துக்காட்டாக கீழ்வரும் வேதிவினைகளை ட்யூட்டீரியத்தைப் பிரித்தெடுக்கப் பயன்படுத்தலாம்.

(a) சூடுபடுத்தப்பட்ட இரும்புடன் நீராவி வினை புரிதல்.

(b) சூடுபடுத்தப்பட்ட காப்பர் ஆக்சைடுமீது ஹைட்ரஜனைச் செலுத்துதல்.

பண்புகள்

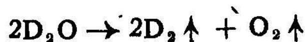
கனநீர் மணமற்ற, சுவையற்ற நீர்மம். கனநீரின் பல பௌதிக மாறிலிகள், நீரின் பௌதிக மாறிலிகளைவிடச் சற்று அதிகமாகவேயுள்ளன. இவ்விரண்டிற்கும் உள்ள பௌதிக மாறிலிகளாவன :

பண்புகள் (பௌதிக மாறிலிகள்)	H_2O	D_2O
அடர்த்தி (20°C வெப்ப நிலையில்)	0·9982	1·1056
உருகுநிலை	0 °C	3·8°C
கொதி நிலை	100°C	101·42°C
அதிக அடர்த்தி உள்ள வெப்ப நிலை	4°C	11·6°C
சுயவெப்பம்	1·000	1·018
உள்ளுறை வெப்பம் (ஆவியாகுதல்)	5·39	5·58
பாகியில் (Viscosity) 20°C வெப்பநிலையில்	10·87	14·2
மும்மை நிலை	1·0077°C	3·089°C

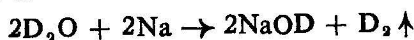
பொதுவாக உப்புக்களின் கரை திறன் கனநீரில் குறைவாக உள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக சோடியம் குளோரைடின் கரை திறன் நீரில் உள்ளதைவிட சுமார் 15 சதவீதம் குறைவாக உள்ளது.

கனநீர் பொதுவாக உயிர் திசுக்களைப் பாதிக்கின்றது. ஆன போதிலும், சில வகை காளான்கள் கனநீர் கரைசல்களில் வேகமாக வளர்ச்சியடைகின்றன.

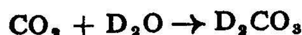
வேதிப் பண்புகளில் கனநீர், நீரை ஒத்துள்ளது. தூய கனநீரை மின்னாற் பகுத்தால் தூய ட்யூட்டீரியம் கிடைக்கின்றது.

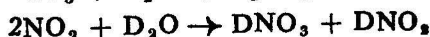

$$2D_2O \rightarrow 2D_2\uparrow + O_2\uparrow$$

கனநீர் சோடியத்துடன் வினையுற்று ட்யூட்டீரியத்தைக் கொடுக்கின்றது.

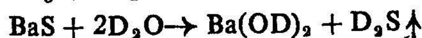
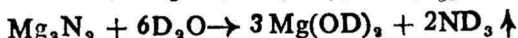

$$2D_2O + 2Na \rightarrow 2NaOD + D_2\uparrow$$

கனநீர், அமிலநீரிலி (Acid anhydrides)களுடன் வினையுற்று, தொடர்பான அமிலங்களைத் தருகின்றது.


$$CO_2 + D_2O \rightarrow D_2CO_3$$

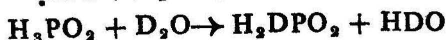
$$SO_3 + D_2O \rightarrow D_2SO_4$$

$$2NO_2 + D_2O \rightarrow DNO_3 + DNO_2$$

நீரைப் போன்றே உலோகக் குளோரைடு, சல்ஃபைடு, நைட்ரைடு போன்ற சேர்மங்களுடன் வினையுற்று இரட்டைச் சிதைவு வினைகள் நிகழ்கின்றன. இவ்வகை வினைகள் கன நீராற் பகுத்தல் (Deuterolysis) என அழைக்கப்படுகின்றன.


$$AlCl_3 + 3D_2O \rightarrow Al(OD)_3 + 3DCl\uparrow$$

$$BaS + 2D_2O \rightarrow Ba(OD)_2 + D_2S\uparrow$$

$$Mg_3N_2 + 6D_2O \rightarrow 3Mg(OD)_2 + 2ND_3\uparrow$$

ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்கள், நீரிலுள்ள ட்யூட்டீரியம் அணுக்களால் பரிமாற்றம் அடைகின்றன.

முக்கியமாக ஹைட்ரஜன் அயனிகளை எளிதில், ட்யூட்டீரியம் இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றது. இவ்வகை வினைகளிலிருந்து சேர்ம மூலக்கூறுகளிலிருந்து கிடைக்கக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் எண்ணிக்கையை அறிய முடிகின்றது.


$$HCl + D_2O \rightarrow DCl + HDO$$

$$H_3PO_2 + D_2O \rightarrow H_2DPO_2 + HDO$$

ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமில மூலக்கூறில், மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்களிருப்பினும், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவே எளிதில் இடப்பெயர்ச்சி அடைகின்றது. இதனால் ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தின் காரத்துவம் ஒன்றுதான் எனத் தெளிவாகின்றது.

பயன்கள்

கரிம வேதியியலில் நிகழும் வினைகளின் வழி முறைகளை அறியவும், உயிர்வேதிவினைகளின் வழிமுறைகளை அறியவும், சுவடு அறிவானுகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றது.

அமில மூலக்கூறுகளின், காரத்துவத்தை அறிய கன நீர் பயன்படுகிறது.

அணு உலைகளில் நியூட்ரான்களின் வேகத்தைக் கட்டுப் படுத்தும் மட்டாக்கி (Moderator) யாவும் பயன்படுகிறது.

கருமாற்றல்களை ஏற்படுத்தத் தேவைப்படும் ட்யூட்டீரான்களைப் பெறுவதற்குக் கன நீர் பயன்படுகிறது.

வினுக்கள்

1. 'சாதாரண நீரில் கனநீர் உள்ளது' என்பது எவ்வாறு கண்டறியப்பட்டது.

(செ. ப. செப்டம்பர் 67)

2. சாதாரண நீரிலிருந்து கனநீரைப் பிரிக்கும் முறைகளைத் தொகுத்து எழுதி, ஏதாவது ஒரு முறையை விவரிக்க.
3. கனநீரின் பண்புகள் யாவை?
4. தூய நீரின் பண்புகளையும், கனநீரின் பண்புகளையும் ஒப்பிடுக.
5. கனநீரின் பயன்கள் யாவை?
6. சிறு குறிப்பு வரைக :—

(அ) அணு உலையில் பயன்படும் மட்டாக்கி (ஆ) பரிமாற்று வினை (இ) சுவடு அறிவான்.

4. ஓசோன்

(Ozone)

காற்று அல்லது ஆக்சிஜன் மின் இறக்கத்திற்கு (Electrical discharge) உட்படுத்தும் பொழுது ஒருவித மணம் வீசுவதை 1785-ல் வான் மேரம் (Van Marum) என்ற விஞ்ஞானி கவனித்தார். இவ்வித மணம், புதியதொரு வாயு தோன்றுவதால் உண்டாகின்றதென்பதை உணர்ந்து, அதற்கு ஓசோன் என்ற பெயரிட்டார். இந்தச் சொல்லுக்கு மணம் என்பது பொருள். 1860-ல் சோரட் (Soret) என்பவர் ஓசோனைப் பெருமளவில் தயாரித்து அதன் பண்புகளை ஆராய்ந்தார். இவ்வாயு, ஆக்சிஜனின் புறவடிவ மாற்றம் (Allotropic modification) எனக் கண்டறிந்து இதற்கு O_3 என்ற வாய்பாட்டையும் கொடுத்தார்.

தோற்றம்

சாதாரண காற்றில் ஓசோன் மிகச் சிறிய அளவில் (கோடி பங்கில் பத்து பங்கு) காணப்படுகிறது. வாயு மண்டலத்தின் உயர் மட்டத்திலும் (High attitude) அதிகாலையில் கடலோரப் பகுதிகளிலும், சற்று அதிக அளவில் ஓசோன் இருக்கின்றது. மேலும், புற ஊதா கதிர் விளக்குகளின் அருகாமையிலும், பின் இயந்திரங்கள் இயங்கும் இடங்களிலும் சற்று அதிக அளவில் ஓசோன் இருக்கின்றது

தயாரித்தல்

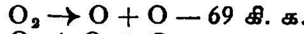
ஈரமற்ற ஆக்சிஜனின் ஒலியற்ற மின் இறக்கம் (Silent electric discharge) செய்வதன்மூலம் ஓசோனைப் பெறலாம்.



$$3 \cdot O_2 \rightleftarrows 2.O_3$$

ஒலியற்ற மின் இறக்கத்தின் விளைவாக சில ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகள் பிரிகை அடைகின்றன. இவ்வாறு உண்டான

ஆக்சிஜன் அணுக்கள் மிகுந்துள்ள ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு களுடன் இணைவதால் ஓசோன் உண்டாகின்றது.



$$O_2 \rightarrow O + O - 69 \text{ கி. க.}$$

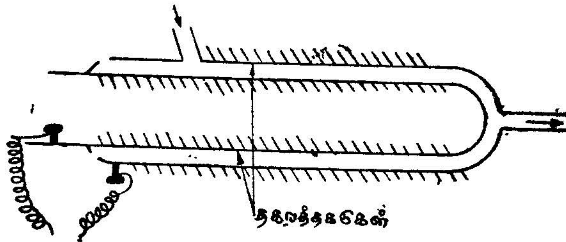


$$O_2 + O \rightarrow O_3$$

ஓசோனைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் சாதனத்திற்கு ஓசோனைசர் (Ozoniser) எனப் பெயர்.

சீமென் ஓசோனைசர்
(Siemen Ozoniser)

இச்சாதனத்தில், இரண்டு ஒரு மையக்குழாய்கள் (Co-axial tubes) படத்தில் காட்டியபடி உருக்கிப் பிணைக்கப் பட்டுள்ளன. இரு குழாய்களுக்கும் இடையேயுள்ள இடை வெளியின் வழியே ஆக்சிஜன் உட்செல்லவும், வெளியேறவும் தகுந்த குழாய்கள் பொருத்தப்பட்டுள்ளன. உள்ளிருக்கும் ஒரு மையக் குழாயின் உட்புறத்திலும், வெளிக்குழாயின் வெளிப்புறமும், மெல்லிய தகரத் தகடு (Tinfoils)களால் போர்த் தப்பட்டுள்ளன.



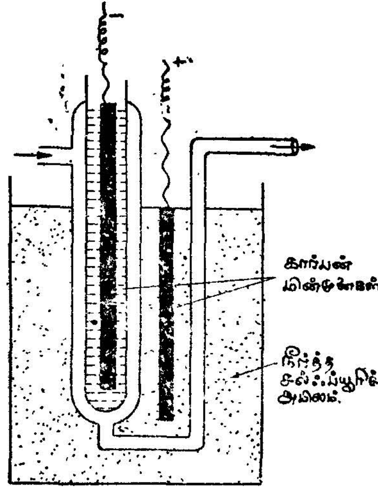
படம் 7

இத்தகரத் தகடுகள் ஒரு துண்டு மின் சுருளுடன் (Induction coil) இணைக்கப்பட்டுள்ளன. உலர்ந்த ஆக்சிஜனை, ஒரு மையக் குழாய்களின் இடைவெளி வழியாகச் செலுத்தும் பொழுது, இது ஒலியற்ற மின் இறக்கத்திற்கு உட்படுத்தப்பட்டு, இதன் ஒரு பகுதி ஓசோனாக மாறுகின்றது. சுமார் 10 முதல் 15 % சதவீதம் ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் வெளியேறுகின்றது. ஓசோன் வெளியேறும் முனையில் இரப்பர் இணைப்புகள் இல்லா மலிருக்க வேண்டும்.

பிரோடி ஓசோனைசர்
(Brodies Ozoniser)

இந்தச் சாதனம் ஓரளவு சீமென் ஓசோனைசரை ஒத்துள்ளது. இதிலும் இரண்டு ஒரு மையக்குழாய்கள் உள்ளன. உட்குழாய்

இன் உட்புறமும், வெளிக் குழாயின் வெளிப்புறமும் நீர்த்த சல்ஃபியூரிக் அமிலம் உள்ளது. இரண்டு கார்பன் மின்முனைகள் படத்தில் காட்டியபடி சல்ஃபியூரிக் அமிலத்தில் வைக்கப் பட்டுள்ளன.



படம் 8

மின் முனைகள் துண்டுக்கம்பிச் சுருளுடன் இணைக்கப்பட்டு உள்ளன.

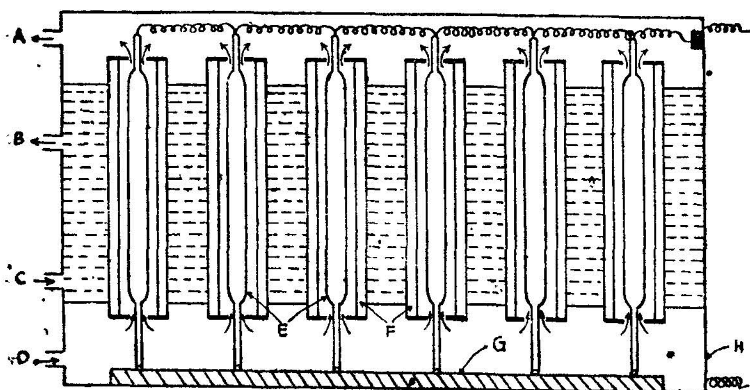
இரண்டு குழாய்களுக்கும் இடையேயுள்ள வளைவடிவ (Annular) பாதையில், சாதனத்தின் உள்வாயின் வழியாக உலர்ந்த, குளிர்ந்த ஆக்சிஜன் செலுத்தப்படுகின்றது. மின் துண்டு சுருளிலிருந்து அதிக மின் அழுத்தத்தில் ஒலியற்ற மின் இறக்கம் செய்யப்படுகின்றது. இதனால் ஆக்சிஜனின் ஒரு பகுதி ஓசோனாக மாறுகின்றது. ஓசோன்-ஆக்சிஜன் கலவை வெளி வாயின் (Outlet) வழியாக வெளியேறுகின்றது.

பிரோடி ஓசோனைசர் சாதனம் அமிழ்த்து வைக்கப்பட்டுள்ள சல்ஃபியூரிக் அமில ஜாடியை நன்கு குளிர வைத்தால், வெளியேறும் வாயுக்கலவையில் ஓசோனின் விளைச்சலை சுமார் 25 சதவீதம் உயர்த்தலாம்.

சீமென்-ஹால்ஸ்கி ஓசோனைசர் (Siemen-Halske Ozoniser)

வாணிபத் துறையில் ஓசோனை, குறைந்த செலவில், அதிக அளவில் பெறுவதற்கு இச்சாதனம் பயன்படுகின்றது. இதில்

ஒரு வார்ப்பிரும்பு தொட்டி உள்ளது. இதன் அடிப்பாகத்தில் ஒரு கண்ணாடித் தட்டு பொருத்தப்பட்டுள்ளது. இத்தட்டின் மேல் படத்தில் காட்டியபடி எட்டு அலுமினியத் தண்டுகள் செங்குத்தாக வைக்கப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு அலுமினியத் தண்டும், ஒரு கண்ணாடி உருளையினால் சூழப்பட்டுள்ளது. கண்ணாடி உருளையைச் சுற்றி குளிர்ந்த நீர்பாய்ச்சப்படுகின்றது. கண்ணாடி உருளைக்கும், அலுமினியத் தண்டிற்கும் இடையே யுள்ள வளைவடிவ பாதையில், உலர்ந்த காற்றுச் செலுத்தப்படு கின்றது. ஒன்றாக இணைக்கப்பட்ட அலுமினியத் தண்டும் வார்ப்பிரும்பு தொட்டியும், தூண்டுமின்சுருளுடன் இணைக்கப் படுகின்றன.



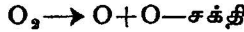
படம் 9

இவ்வித அமைப்பினால் வளைவடிவப் பாதையில் செலுத் தப்படும் உலர்ந்த காற்றின்மீது, ஒலியற்ற மின் இறக்கம் ஏற்படுகின்றது. சாதனத்தின் மேல் பாகத்திலிருக்கும், வெளிக் குழாயின் வழியாக ஓசோன் கலந்த காற்று வெளியேறுகின்றது. உலர்ந்த காற்றுக்குப் பதிலாக, உலர்ந்த ஆக்சிஜனை சாதனத் தினுள் செலுத்தினால், ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் வெளியேறு கின்றது.

புற ஊதா ஒளிக்கதிரைப் பயன்படுத்தித் தயாரித்தல்

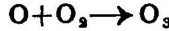
ஆக்சிஜன் மீது புற ஊதா ஒளிக்கதிர்கள் பாயும்பொழுது ஓசோன் உருவாகின்றது. இக்காரணத்தினாலேயே வாயுமண்ட லத்தின் உயர் மட்டத்தில் ஓசோனின் அளவு சற்று அதிகமாக காணப்படுகின்றது. மிக்க சக்தி வாய்ந்த ஒளிக் கதிர்களின்

சக்தியில் ஒரு பகுதியை பயன்படுத்திக்கொண்டு சில ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகள் அணுக்களாகச் சிதைவுறுகின்றன.



$$O_2 \rightarrow O + O — \text{சக்தி}$$

இவ்வாறு உருவான ஆக்சிஜன் அணுக்கள், ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளுடன் வினைபுரிந்து ஓசோனைத் தருகின்றது.



$$O + O_2 \rightarrow O_3$$

அதிகாலையில் புறஊதா கதிர்வீச்சு அதிக அளவில் இருப்பதால் காற்று மண்டலத்தில் ஓசோனின் அளவும் அதிகமாக இருக்கின்றது.

புறஊதா ஒளிக்கதிர் வீச்சை பாதரச மின் விளக்குகளிலிருந்து பெறமுடியும். உலர்ந்த ஆக்சிஜன், அல்லது உலர்ந்த காற்றைப் பாதரச மின்விளக்கு ஒளிக்கதிர்களின் முன்பாக செலுத்தியும் முறையே ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் அல்லது ஓசோன் கலந்த காற்றைப் பெறமுடியும்.

நேர்முனை ஆக்சீகரணத்தால் ஓசோனைப் பெறுதல்

சல்ஃப்யூரிக் அமிலக் கரைசலைத் தகுந்த சூழ்நிலையில் மின் பகுப்பு வினைக்கு உட்படுத்தினால் நேர்முனை ஆக்சீகரணம் ஏற்படுகின்றது. நேர்முனையில் ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் வெளியேறுகின்றது. இந்நிகழ்ச்சியில் ஏற்படும் வினைகளைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகள் குறிக்கின்றன.



$$2H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_8 + H_2$$



$$H_2S_2O_8 + H_2O \rightarrow H_2SO_5 + H_2SO_4$$



$$H_2SO_5 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + H_2O_2$$



$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O$$



$$2H_2O \rightarrow 2H_2 \uparrow + O_2$$

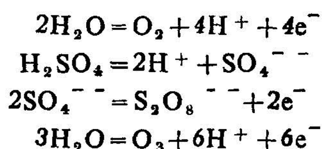


$$O_2 + O \rightarrow O_3 \uparrow$$

இவ்வினைகளில் உண்டாகும் ஓசோனின் அளவு, மின் அழுத்தம், நேர் முனையின் தன்மை, சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் அடர்த்தி, வெப்பநிலை இவற்றைப் பொறுத்துள்ளது.

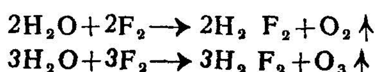
அழுத்தம் மிக்க மின் ஓட்டத்தை, குறுகிய பிளாட்டின நேர் முனையின் வழியே 1·1 அடர்த்தியுள்ள சல்ஃப்யூரிக் அமிலக் கரைசலில்—14°C வெப்ப நிலையில் செலுத்தினால், ஓசோன்

கலந்த ஆக்சிஜனை அதிக அளவில் பெறலாம். ஓசோன் உருவாகுதலை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகள் மூலமாகவும் விளக்கலாம்.



$$2H_2O = O_2 + 4H^+ + 4e^-$$
$$H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{--}$$
$$2SO_4^{--} = S_2O_8^{--} + 2e^-$$
$$3H_2O = O_3 + 6H^+ + 6e^-$$

ஃபுளோரின் வாயுவை மிகக் குளிர்ந்த நீரினுள் செலுத்தினால் ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் கிடைக்கின்றது.



$$2H_2O + 2F_2 \rightarrow 2H_2F_2 + O_2 \uparrow$$
$$3H_2O + 3F_2 \rightarrow 3H_2F_2 + O_3 \uparrow$$

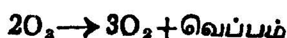
தூய ஓசோனைப் பெறுதல்

ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜனை நீர்மநிலையிலுள்ள ஆக்சிஜன் மூலம் செலுத்தினால், ஓசோன் ஆக்சிஜன் இரண்டுமே நீர்மமாக மாறுகின்றன. நீர்ம ஓசோனின் கொதிநிலை —112°C யாகவும், நீர்ம ஆக்சிஜனின் கொதிநிலை—183°C யாகவும் உள்ளன. ஓசோன்-ஆக்சிஜ, நீர்மக் கலவையை மேலும் சுமார் —190°Cக்கு குளிரச் செய்து மிகக் குறைந்த அழுத்தத்தில் ஆவியாக்கினால், ஊதா நிறமுடைய ஓசோன் படிகங்கள் (திண்ம நிலை) கிடைக்கின்றது. இதனைப் பிரித்தெடுத்து வெப்பப் படுத்துவதன் மூலம் தூய ஓசோனைப் பெறலாம்.

பண்புகள்

தூய ஓசோன் வெளிர் நீல நிறமுள்ள வாயு. ஓசோன் தனக்கே உரித்தான ஒரு வித மணம் (ஓரளவு மீனின் மணத்தை ஒத்திருக்கும்) உடையது. காற்றைவிட சுமார் 1·5 மடங்கு கனமானது. ஆக்சிஜனை விட அதிக அளவில் நீரில் கரையக் கூடியது. கரிம நீர்மங்களிலும், ஆக்சிஜனை விட அதிக அளவில் கரையக் கூடியது. ஓசோனை நீர்ம நிலையிலும், திண்ம நிலையிலும் பெறலாம். நீர்ம நிலையில் இது கருநீல நிறமுடையது. இதன் கொதிநிலை—112°C திண்ம நிலையில் ஊதா நிறமுடைய படிகங்களாக உள்ளன. இதன் உருகு நிலை—250°C.

ஓசோன் ஒரு நிலையற்ற வாயு. இதனைச் சூடேற்றினால் எளிதில் ஆக்சிஜனாகச் சிதைவடைகின்றது.



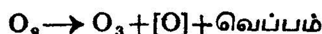
$$2O_3 \rightarrow 3O_2 + \text{வெப்பம்}$$

இச்சிதைவு, துகள்கள் நிலையிலுள்ள தங்கம், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்களின் முன்னிலையிலும், மாங்கனீச டை ஆக்சைடு, காப்பர் ஆக்சைடு போன்ற சேர்மங்களின் முன்னிலையிலும் வெகுவேகமாக நடைபெறுகின்றது.

ஓசோனின்வேதிப் பண்புகளைக் கீழ்க்கண்ட தலைப்புகளில் அறியலாம்.

(1) ஆக்சீகரண பண்புகள்

ஆக்சிஜனைவிட ஓசோன் மிகுந்த ஆற்றல் பொருந்திய ஆக்சீகரணி. ஓசோன் எளிதில் சிதைவடைந்து பிறவிநிலை ஆக்சிஜனை (Nascent oxygen) தருவதுடன் இவ்வினை ஒரு வெப்பம் உமிழும் வினையாகவும் அமைகின்றது, எனவே, சாதாரண வெப்ப நிலையில் ஆக்சிஜனால் ஆக்சீகரணம் ஆகாத பொருள்கள், ஓசோனால் ஆக்சீகரணம் செய்யப்படுகின்றன.



$$O_2 \rightarrow O_3 + [O] + \text{வெப்பம்}$$

(அ) ஈரமுள்ள சல்ஃபர் அயோடின், பாஸ்ஃபரஸ் போன்ற அலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து அவற்றை ஆக்சி அமில சேர்மங்களாக மாற்றுகின்றது.



$$S + H_2O + 3O_3 \rightarrow H_2SO_4 + 3O_2 \uparrow$$



$$I_2 + H_2O + 5O_3 \rightarrow 2HIO_3 + 5O_2 \uparrow$$



$$2P + 3H_2O + 5O_3 \rightarrow 2H_3PO_4 + 5O_2 \uparrow$$

(ஆ) ஓசோன் பாதரசத்துடன் வினைபுரிந்து, பாதரச ஆக்சைடுகளின் கலவையைத் தருகின்றது.



$$Hg + O_3 \rightarrow HgO + O_2 \uparrow$$



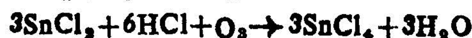
$$2Hg + O_3 \rightarrow Hg_2O + O_2$$

இவ்வினையில் உண்டாகும் Hg_2O பாதரசத்தில் கரைவதால் பாதரசம், தனது சலனத் தன்மையை இழந்து கண்ணாடிப் பரப்பில் ஒட்டிக் கொள்ளும் தன்மையைப் பெறுகின்றது.

(இ) ஓசோனின் மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்களும் சில ஆக்சீகரண வினைகளில் பங்கு பெறுகின்றன.



$$3SO_2 + O_3 \rightarrow 3SO_3$$



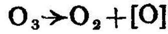
$$3SnCl_2 + 6HCl + O_3 \rightarrow 3SnCl_4 + 3H_2O$$

(ஈ) நிறம் நீக்கும் பண்புகள்

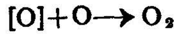
இது கரிம வண்ணப் பொருள்களான இண்டிகோ (Indigo), லிட்மஸ் போன்றவைகளின் நிறங்களை நீக்கும் பண்பைப் பெற்றுள்ளது. இதன் ஆக்சீகரணப் பண்பே இதற்கு காரணமாக உள்ளது.

(2) குறைப்பான் பண்புகள்

ஓசோன் வீரியமுள்ள ஆக்சீகரணியாக இருந்தபோதிலும் சில சமயங்களில் சிறந்த குறைப்பானாகவும் செயல்படுகின்றது. ஓசோனின்று கிடைக்கும் ஒரு ஆக்சிஜன் அணு எளிதில் கிடைக்கக் கூடிய மற்றொரு ஆக்சிஜன் அணு இருந்தால் அதனுடன் சேர்ந்து ஆக்சிஜன் மூலக்கூறாக மாறுகின்றது.



$$O_3 \rightarrow O_2 + [O]$$

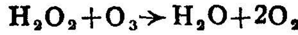


$$[O] + O \rightarrow O_2$$

எடுத்துக் காட்டாக பெர்ஆக்சைடுகளுடன் ஓசோன் வினையுற்று அவற்றை ஒடுக்குகின்றன.



$$BaO_2 + O_3 \rightarrow BaO + 2O_2$$



$$H_2O_2 + O_3 \rightarrow H_2O + 2O_2$$

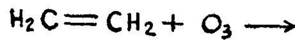
ஓசோன், சில்வர் ஆக்சைடை வெள்ளியாக ஒடுக்கம் செய்கின்றது.



$$Ag_2O + O_3 \rightarrow 2\,Ag + 2O_2$$

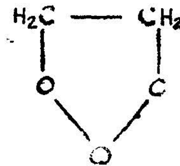
(3) கூட்டு வினைகள்

ஓசோன் இரட்டைப் பிணைப்புள்ள நிறையுரு கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினைபுரிந்து கூட்டுச் சேர்மங்களைத் தரு



$$H_2C = CH_2 + O_3 \longrightarrow$$

எத்திலீன்



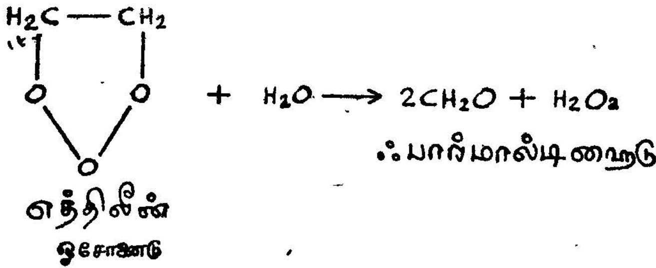
எத்திலீன் ஓசோனைடு

கின்றன. இவ்வாறாக ஓசோனுடன் கிடைக்கும் கூட்டுச் சேர்மங்களுக்கு ஓசோனைடுகள் என்று பெயர்.

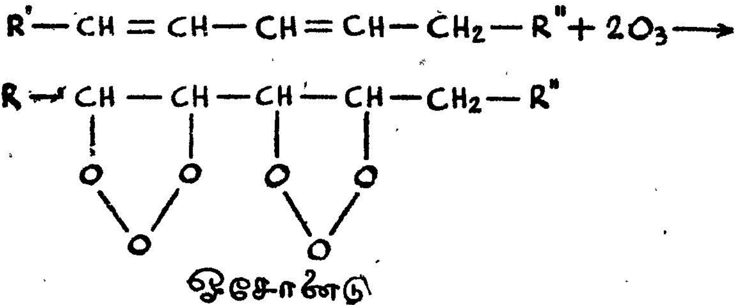
ஒவ்வோர் இரட்டைப் பிணைப்பிற்கும் ஒரு ஓசோன் மூலக்கூறு என்ற விகிதத்தில் இவ்வித கூட்டுவினை நிகழ்கின்றது.

இவ்வகையில் கிடைக்கும் கூட்டுச் சேர்மங்களான ஓசோனைடுகள் எளிதில் நீராற் பகுக்கப்படுகின்றன. இவ்வினையில் கிடைக்கும் ஆல்டிஹைடுகள் அல்லது கீட்டோன்களின் மூலக்கூறுகளின் அமைப்பிலிருந்து எடுத்துக் கொண்ட கரிமச் சேர்மத்தில் உள்ள இரட்டைப் பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கையும் அவற்றின் இருப்பிடத்தையும் அறியலாம்.

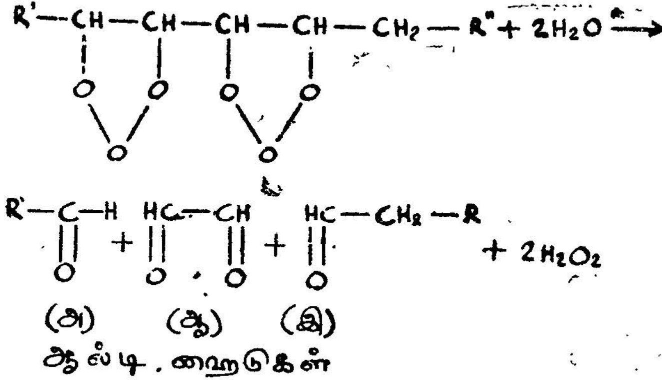
எத்திலீன் ஓசோனைடை நீராற் பகுத்தால் இரண்டு ஃபார்மால்டிஹைடு மூலக்கூறு கிடைக்கும்.



$R' - CH = CH - CH = CH - CH_2 - R''$ என்ற சேர்மத்துடன் ஓசோன் வினையுறும் பொழுது, ஒவ்வொரு கரிம மூலக்கூறுகளுடனும் இரண்டு ஓசோன் மூலக்கூறுகள் வினையுற்று ஓசோனைடைத் தருகின்றது.



இக்கூட்டுச் சேர்மத்தை நீராற் பகுத்தால் கீழ்க்கண்டபடி வினை நிகழும்.



இவ்வினையில் ஹைட்ரஜன் ஃபர்ஆக்சைடு நீங்கலாக கிடைக்கும் மற்ற சேர்மங்களின் (அ, ஆ, இ) அமைப்பை அறிவதின் மூலம், எடுத்துக்கொண்ட கரிமச் சேர்மத்தில் இரண்டு இரட்டைப் பிணைப்புகள் இருந்ததையும், அவற்றின் இருப்பிடத்தையும் அறியலாம்.

பயன்கள்

ஓசோன் ஒரு சிறந்த கிருமிநாசினி. மேல் நாடுகளில், நெரிசல் மிகுந்த அரங்குகள், சுரங்க இருப்புப்பாதை ரயில் நிலையங்கள், முதலிய இடங்களிலுள்ள காற்றைத் தூய்மைப் படுத்த இது பெருமளவில் உபயோகப்படுகின்றது. குடி நீரிலுள்ள நுண் உயிர்பொருள்களை அழிக்கப் பயன்படுகிறது.

ஓசோன் மென்மையான துணிகளை வெளுக்கவும், தந்தம் போன்ற விலை மதிப்புள்ள பொருள்களைச் சுத்தம் செய்யவும் பயன்படுகிறது.

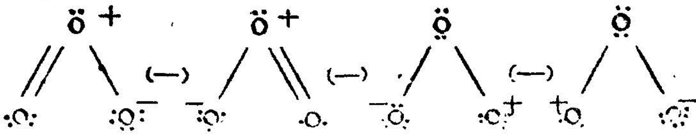
கரிம மூலக்கூறுகளிலுள்ள இரட்டைப் பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கையும், அவற்றின் இருப்பிடத்தை அறியவும் மிகவும் பயன்படுகிறது.

செயற்கை கற்பூரம், வேனிலின் போன்ற கரிமச் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதிலும் ஓசோன் பயன்படுகிறது.

நீர்ம நிலையில் ஓசோன் விண் வெளிக்கலங்களில் எரிபொருளாகப் பயன்படுகிறது.

ஓசோனின் அமைப்பு

ஓசோனின் அமைப்பு வெகுகாலமாக சர்ச்சைக்குரியதாக இருந்து வந்தது. ஆனால் எலெக்ட்ரான் விளிம்பு விளைவு (Electron diffraction) ஆய்வுகள், புறச் சிகப்பு கதிர் (Infra-red) ஆய்வுகள் முதலியவற்றின் பலனாக ஓசோன் பல உடன் இசைவு (Resonance) அமைப்புகளின் கலப்பு என்று கருதப் படுகின்றது. ஓசோனில் ஆக்சிஜன் - ஆக்சிஜன் பிணைப்பின் நீளம் 1·28A° ஆகும். அது கீழ்க்கண்ட உடன் இசைவு அமைப்புகளில் இருக்க முடியும்.



ஹைட்ரஜன் பெர்ஆக்சைடும் ஓசோனும்

(H_2O_2 and O_3) ஹைட்ரஜன் பெர்ஆக்சைடு என்ற சேர்மம் பல வேதிப் பண்புகளில் ஓசோனை ஒத்துள்ளது. ஓசோனைப் போலவே ஹைட்ரஜன் ஃபெர்ஆக்சைடும், நிலையற்றதாயும், ஆக்சிகரணியாகவும், நிறம் நீக்கியாகவும், குறைப்பானாகவும் செயல்படுகின்றது. ஹைட்ரஜன் ஃபெர்ஆக்சைடு மூலக்கூறிலிருந்தும் எளிதில் பிறவி நிலை ஆக்சிஜன் வெளியேறுவதே இவ்வித ஒற்றுமைக்கு அடிப்படை காரணமாகும்.



$$O_3 \rightarrow O_2 + [O]$$



$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + [O]$$

இவ்விரு பொருள்களுக்குமுள்ள சில ஒற்றுமை வேற்றுமைகள் பின்வரும் அட்டவணைகளில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

ஓசோனுக்கும், ஹைட்ரஜன் பெர்ஆக்சைடுக்குமுள்ள ஒற்றுமைகள்

ஓசோன் O_3	ஹைட்ரஜன் பெர் ஆக்சைடு H_2O_2
(1) **நிலையற்ற தன்மை**	
$O_3 \rightarrow O_2 + (O)$	$H_2O_2 \rightarrow H_2O + (O)$
(2) **ஆக்சிகரணி**	
$PbS \rightarrow PbSO_4$	$PbS \rightarrow PbSO_4$
$H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4$	$H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
$2\ KI \rightarrow I_2$	$2\ KI \rightarrow I_2$

ஓசோன் O_3	ஹைட்ரஜன் பெர் ஆக்சைடு H_2O_2
(3) நிறம் நீக்கி லிட்மஸ்→நிறமற்றது இண்டிகோ→நிறமற்றது	லிட்மஸ்→நிறமற்றபொருள் இண்டிகோ→நிறமற்ற பொருள்
(4) குறைப்பான் $Ag_2O \rightarrow 2Ag$ $H_2O_2 \rightarrow H_2O$	$Ag_2O \rightarrow 2\ Ag$ $O_3 \rightarrow O_2$

ஓசோனுக்கும், ஹைட்ரஜன் பெர்ஆக்சைடுக்கும் உள்ள வேற்றுமைகள்

ஓசோன் O_3	ஹைட்ரஜன் பெர்ஆக்சைடு H_2O_2
பௌதிகப் பண்புகள்	
வாயு-நீலநிறம் மணமுள்ளது நீரில் சிறிதளவு கரையக் கூடியது	நீர்மம் நிறமற்றது மணமற்றது முற்றிலும் கரையக் கூடியது
வேதிப் பண்புகள்	
(அ) பாதரசத்துடன் வினை புரிந்து, கண்ணாடித் தகட்டுடன் ஒட்டிக்கொள்ளும் பண்பைக் கொடுக்கின்றது. $2Hg+O_3 \rightarrow Hg_2O+O_2$	
(ஆ) டிட்டேனியம் உப்புக் கரைசலுடன் வினை புரியாது.	வினையுற்று, மஞ்சள் நிறப் பொருளைத் தருகின்றது.
(இ) அமிலம்கலந்த பர்மங்கனேட் கரைசலுடன் வினையுறுவதில்லை.	வினையுற்று, நிறமற்ற கரைசல் கிடைக்கின்றது.
(ஈ) கரிமச் சேர்மங்களுடன் கூட்டு வினைபுரிந்து கூட்டுச் சேர்மங்களைத் (Ozanides) தருகின்றது.	

வினாக்கள்

1. ஓசோன் மிக அதிக அளவில் எவ்வாறு உருவாக்கப் படுகிறது? இதன் பண்புகளைத் தொகுத்துப் பயன்களை குறிப்பிடுக. இதன் அமைப்பை விவரிக்க. இதனை ஹைட்ரஜன் ஃபெர்ஆக்சைடிலிருந்து தனித்தறிவது எப்படி?
(செ. ப. ஏப்ரல் 60)

2. ஓசோனின் ஆக்சிகரணப் பண்புகளை விவரிக்க.
(செ. ப. செப்டம்பர் 65)

3. நேர்முனை ஆக்சிகரணத்தால் ஓசோன் பெறும் வழியை விவரிக்க.

4. ஹைட்ரஜன் ஃபெர்ஆக்சைடும், ஓசோனும், ஒத்தபண்பு களைப் பெற்றிருப்பதின் காரணத்தை விவரிக்க.

5. ஓசோனுக்கும், ஹைட்ரஜன் ஃபெர்ஆக்சைடுக்குமுள்ள ஒற்றுமை, வேற்றுமைகளை அட்டவணைப்படுத்துக.

6. சோதனைச் சாலையில், ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் பெறும் முறையை விவரிக்க.

7. சிறு குறிப்பு வரைக :—
   (a) ஒலியற்ற மின் இறக்கம்
   (b) ஓசோனைசர்
   (c) ஓசோனைடுகள்
   (d) புற ஊதா ஒளிக் கதிர்கள்
   (e) இரட்டைப்பிணைப்பு

5. ஃப்ளோரின்

(Fluorine)

ஃப்ளோரின் என்ற தனிமம், ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஏழாவது பத்தியில் உள்ளது. இப்பத்தியிலுள்ள ஃப்ளோரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் என்ற நான்கு தனிமங்களும், அவற்றின் உப்புகளாக கடல் நீரில் காணப்படுகின்ற காரணத்தால் இவைகள் 'உப்பீனிகள்' [உப்புகளை உண்டாக்குகின்றன] எனப் பெயர் பெற்றன. இத்தனிமங்களிடையே ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுகிறது. அவற்றின் பௌதிகப் பண்புகளிலும், ஒரு சில வேதிப் பண்புகளிலும், வேற்றுமைகளிருப்பினும் இவ்வேற்றுமைகள் படிப்படியாக மாறுகின்றன.

வரலாறு (History)

ஃப்ளோரின் மிக்க வீரியமுள்ள ஒரு தனிமம். இத்தனிமத்தை, அதனுடைய சேர்மங்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் முயற்சிகள், வெகுகாலம் வரை கூடவில்லை. 1771-ல் ஷீல் (Scheele) என்பவர் ஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலத்தைப் பெறுவதில் வெற்றி கண்டார். 1891-ம் ஆண்டில், மாய்சன் (Moisson) என்ற பிரெஞ்சு விஞ்ஞானி ஃப்ளோரின் தனிம நிலையில் முதல் முதலில் தயாரித்தார். இந்த அரும்பெருஞ் சாதனைக்காக மாய்சனுக்கு அந்த ஆண்டு நோபல் பரிசு வழங்கப்பட்டது.

தோற்றம் (Occurrence)

இத்தனிமம் மிகுந்த வீரியமுள்ளதால் தனித்து எங்கும் காணப்படுவதில்லை. ஆனால் மிகப் பெருமளவில் காணப்படும் சில கனிமங்களில், ஃப்ளோரின் உள்ளது. இத்தனிமத்தைப் பெற்றுள்ள முக்கிய கனிமங்களும், அவற்றின் வாய்பாடுகளும் பின்வருமாறு :—

(அ) ஃப்ளோர் ஸ்பார் (Fluorspar) CaF_2

(ஆ) ஃப்ளோர் அபடைட் (Fluor apatite)


$CaF_2 3Ca_3(PO_4)_2$

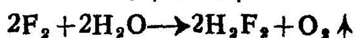
(இ) கிரியோலைட் (Cryolite) $AlF_3 3NaF$

ஃப்ளோரின் சில வகை தாவரங்களின் சாம்பல்களிலும், எலும்புகள், பற்கள் முதலியவற்றிலும் சிறிதளவு காணப் படுகின்றது.

ஃப்ளோரின் தனிமத்தைத் தனித்தெடுத்தல்
(Isolation of Fluorine)

ஃப்ளோரின் தனிமத்தை, அதனுடைய சேர்மங்களிலிருந்து, பிரித்தெடுப்பது நீண்டகாலமாக, ஒரு கடினமான செயலாகவே இருந்து வந்தது. ஃப்ளோரின்வேதி வினைகளில் வீரியமாக பங்கு பெறுவதே இதற்கு முக்கிய காரணமாக இருந்தது. டேவி *1813*-ம் ஆண்டிலேயே ஹைட்ரோஃப்ளோரிக் அமிலக் கரைசலை மின்னாற் பகுத்து, ஃப்ளோரினை அடைய முயன்றார். ஆனால் மின்னாற் பகுத்தலால் கிடைக்கக் கூடிய ஃப்ளோரின், மிகுந்த வீரியத்துடன், உடனேயே நீருடன் வினையுற்றதால், ஆக்சிஜனையும், ஹைட்ரஜனையுமே இவ்வினையில் விளைபொருள் களாகப் பெற்றார்.


$$2HF \rightarrow H_2\uparrow + F_2\uparrow$$

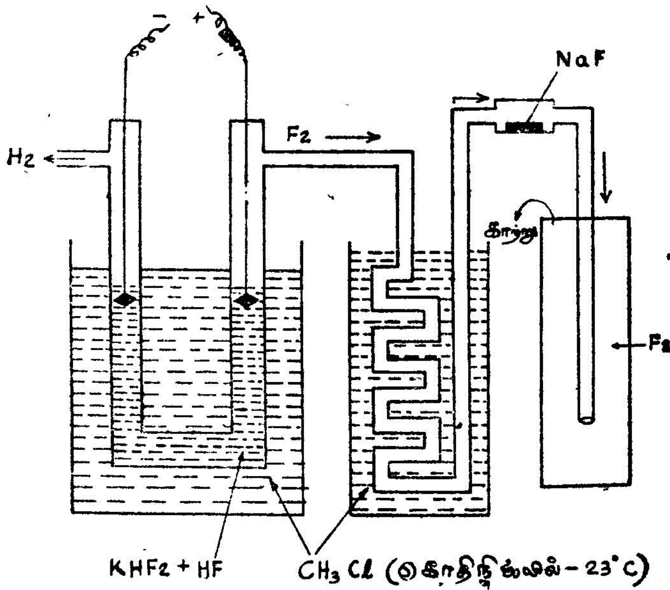

$$2F_2 + 2H_2O \rightarrow 2H_2F_2 + O_2\uparrow$$

நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலம் ஒரு மின் அரிதில் கடத்தி (Bad conductor) யாகும். இந்த அமிலத்தின் கொதிநிலை யும் மிகக் குறைவு. இக்காரணங்களினால் நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலத்தை மின்னாற் பகுத்து, ஃப்ளோரினைப் பெற முடியவில்லை. ஃப்ளோரின் மிக்கவீரியமுள்ள தனிமமாகையால், இயற்கையில் கிடைக்கும் தனிமங்களிலிருந்து இதனை இடப் பெயர்ச்சி செய்தோ, சிதைவடையச் செய்தோ ஆக்சிஜனேற்ற மடையச் செய்தோ பெறமுடியவில்லை. மேலும் சாதாரணமாக தனிமங்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படுத்தப்படும், கண்ணாடி, சிலிகா, போன்ற பொருள்களால் செய்யப்பட்ட சாதனங் களுடன் ஃப்ளோரின் மிக்க வீரியத்துடன் வினைபுரிகின்றது. எனவே ஃப்ளோரின் தயாரிப்பில், அதனால் பாதிக்கப்படாத உலோகக் கலவையினால் செய்யப்பட்ட சாதனங்களைப் பயன் படுத்த வேண்டும். இவ்வாறாக பலவகையான இடர்ப்பாடுகளை

எல்லாம் தவிர்த்து மாய்சன் ஃப்ளோரினை முதன் முதலாக **1891**-ம் ஆண்டில் தயாரித்தார்.

மாய்சன் முறை
(Moisson Method)

பிளாட்டினம் இரிடியம் (Platinum iridium) உலோகக் கலவை ஃப்ளோரினால் தாக்கப் படாததை மாய்சன் அறிந்தார். எனவே அக்கலவையிலான U வடிவ மின் முறிகலத்தை யும், அதே கலவையிலான மின் முனைகளையும் பயன்படுத்தினர்.



படம் 10

U வடிவ மின் முறிகலத்தில் நீரற்ற ஹைட்ரோஃப்ளோரிக் அமிலத்தில் கரைந்த பொட்டாசியம், ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு கரைசல் எடுத்துக் கொள்ளப் படுகிறது. மின் முறி கலத்தின் இரு முனைகளும் ஃப்ளோர்ஸ்பாரால் செய்யப்பட்ட அடைப்பான்களைப் பொருத்தி அவற்றின் வழியே மின்தண்டு கள் சொருகப்படுகின்றன. U வடிவக் குழாய், கொதிநிலையி லுள்ள மித்தைல்குளோரைடு (−23°C) உள்ள தொட்டியில் வைக்கப்படுகிறது.

மின்முனைகளின் வழியாக நேர் மின்னோட்டம் செலுத்தப்படும்பொழுது கீழ்க்-கண்ட வினைகள் நிகழ்கின்றன.



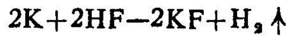
$$KHF_2 \rightarrow KF + HF$$

நேர் மின் வாயில்



$$2KF - 2K + F_2 \uparrow$$

எதிர் மின் வாயில்

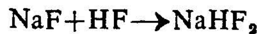


$$2K + 2HF - 2KF + H_2 \uparrow$$

இவ்வாறு மின்னாற் பகுத்தலால் தோன்றும் ஃப்ளோரின் நேர் மின்வாய் பொருத்தப்பட்டுள்ள முனையில் வெளியேறுகிறது.

ஃப்ளோரின் வாயுவுடன் சிறிதளவு ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு வாயு கலந்திருக்கும். இதனை நீக்க, வெளியேறும் வாயு ஒரு சுருள் குழாயின் வழியே செலுத்தப்படுகிறது. இக்குழாயும் படத்தில் காட்டியபடி கொதிக்கும் மித்தைல் குளோரைடு உள்ள தொட்டியில் அமுத்தப்பட்டுள்ளதால், ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு நீர்மமாகத் தங்கிவிடுகிறது.

சுருள் குழாயிலிருந்து வெளியேறும் ஃப்ளோரினை, உலர்ந்த தூய சோடியம், ஃப்ளோரைடுமீது செலுத்தினால், முற்றிலுமாக ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு நீக்கப்படுகிறது.



$$NaF + HF \rightarrow NaHF_2$$

இவ்வாறு தயாரிக்கப்பட்ட ஃப்ளோரின், தகுந்த கலன்களில், காற்றை மேல்முகப் பெயர்ச்சி செய்து, சேகரிக்கப்படுகின்றது. இச்சாதனத்தில் ஃப்ளோரின் தொடர்புகொள்ளக் கூடிய பாகங்கள் யாவும் பிளாட்டினா—இர்ரிடிய கலவையினால் செய்யப்பட்டதாக இருத்தல் மிக்க அவசியமாகும். எனவே, இம்முறையை எளிதில் யாவரும் பின்பற்ற முடியாது.

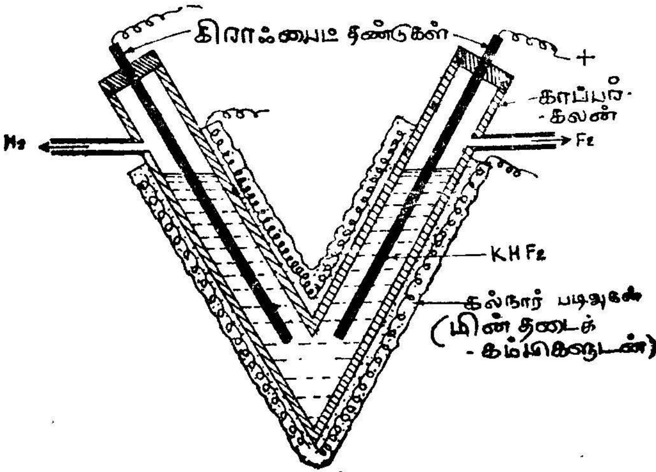
தற்கால முறைகள்

தற்காலத்தில் ஃப்ளோரின் பலவகை பயனுள்ள சேர்மங்களைத் தயாரிக்கத் தேவைப்படுகிறது. இதற்கு எளிய வியாபார முறையில் ஃப்ளோரின் தயாரித்தல் அவசியமாகின்றது. ஃப்ளோரின் மிக்க வீரியமுள்ள தனிமமாகையால், அதனைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் சாதனங்களுடன் வேதி வினை புரிகின்றதென்பதை அறிந்தோம். இக்காரணம் பற்றியே மாய்சன் மிக்க மந்த உலோக (ஆனால் மிகவிலை உயர்ந்த) கலவையிலான சாதனத்தைப் பயன்படுத்தினார்.

காப்பராலான சாதனத்தைப் பயன்படுத்தினால் ஃப்ளோரின் அதனுடன் வினையுற்றுக் காப்பர் ஃப்ளோரைடைத் தருகிறது. ஆனால் இச்சேர்மம், தொடர்ச்சியாக ஒரு போர்வைபோல், ஃப்ளோரின் படும் பாகங்களில் படிந்து விடுகிறது. இப்படலம் மேற்கொண்டு ஃப்ளோரின், காப்பருடன் வினையுறாமல் ஒரு தடுக்கும் போர்வையாக (Protective Coating) அமைகின்றது. இதனைப் பயன்படுத்தி தற்காலத்தில் இருமுறைகளில் ஃப்ளோரின் தயாரிக்கப்படுகின்றது.

1. டென்னிஸ் முறை
(Dennis Method)

இம்முறையில் பயன்படுத்தப்படும் சாதனம் V வடிவில் காப்பர் தகட்டினால் ஆனது. இதில் உலர்ந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. இதில் படத்தில் காட்டியபடி இரண்டு கிராஃபைட் மின் முனை களைப் பொருத்தி தாமிர மூடிகளினால் மூடப்படுகிறது. இச் சாதனத்தைச் சுற்றி அமைக்கப்பட்டுள்ள கல்நார் படிவில் மின் தடைக் கம்பிகளைப் பொருத்தி, சூடேற்றப்படுகிறது.

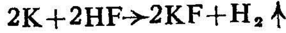


படம் 11

கிராஃபைட் மின் முனைகளின் மூலம் நேர்த்திசை மின் னோட்டத்தைச் (Direct current) செலுத்தி, பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு மின்னாற் பகுக்கப்படுகின்றது.


$KHF_2 \rightarrow KF + HF$

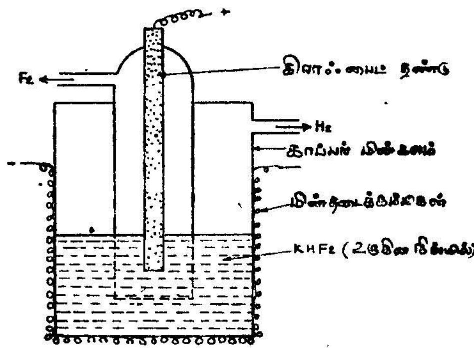

$2KF \rightarrow 2K + F_2 \uparrow$


$2K + 2HF \rightarrow 2KF + H_2 \uparrow$

நேர்மின் வாயில் வெளியேறும் ஃப்ளோரின் வாயுவைச் சோடியம் ஃப்ளோரைடுமீது செலுத்தினுல், மாசுப் பொருட்களாக இருக்கும் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு நீக்கப்படுகின்றது. இவ்வாறு தூய்மை செய்யப்பட்ட ஃப்ளோரின் வாயு, பிளாட்டினத்தால் ஆன ஜாடிகளில் சேகரிக்கப்படுகின்றது.

2. விட்லா—கிரேமுறை
(Whytlaw-Grays Method)

இம்முறையில் செவ்வக வடிவமுள்ள காப்பர் மின்கலம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. தூய கிராஃபைட் தண்டு நேர் மின் வாயாகவும், காப்பர் மின்கலம் எதிர்மின் வாயாகவும் செயல்படுகின்றன. நேர்மின் வாயைச் சுற்றி படத்தில் காட்டியபடி, அடிப்பாகத்தில் பல நுண்துளைகளைக் கொண்ட காப்பர் உருளை பொருத்தப்பட்டுள்ளது. இதனுல் விளைபொருள்களான, ஃப்ளோரினும், ஹைட்ரஜனும் ஒன்று சேர்வது தவிர்க்கப்படுகின்றது.



படம் 12

உலர்ந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு மின்பகுப் பொருளாக எடுத்துக்கொள்ளப்படுகின்றது. மின் கலத்தைச் சுற்றியுள்ள மின்தடைக் கம்பிகளில், மின் செலுத்தி, மின்பகுப் பொருளை நீர்ம நிலையிலிருக்கும்படிச் செய்கின்றனர். ஃப்ளோரின் நேர்மின் வாயிலும், ஹைட்ரஜன் எதிர் மின்

வாயிலும் விடுபட்டு அவற்றிற்காக அமைக்கப்பட்டிருக்கும் வெளிக் குழாய்களின் மூலம் வெளியேறுகின்றது.

ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு கலந்திராத தூய ஃப்ளோரின், சிலிகா, நிக்கல், மோனல் உலோகம் போன்றவைகளைப் பாதிப்பதில்லை. எனவே, இப்பொருள்களாலான பாத்திரங்களில் தூய ஃப்ளோரின் சேகரித்து வைக்கப்படுகின்றது.

பண்புகள்

ஃப்ளோரின் வாயு வெளிறிய பசுமஞ்சள் நிறமுடையது. குளோரினைப் போன்ற ஆழ்ந்த நெடியுள்ளது. காற்றைவிட 1·5 மடங்கு கனமானது. இதனைக் குளிரச் செய்தால்—188°C கொதிநிலையுடைய வெளிர் மஞ்சள் நிறமுள்ள நீர்மம் கிடைக்கின்றது. மேலும் குளிரச் செய்தால்—220°C உருகு நிலையுள்ள வெளிர் மஞ்சள் நிறமுள்ள திண்மப்பொருள் கிடைக்கின்றது. ஃப்ளோரின் நச்சுத் தன்மையுடையது.

ஃப்ளோரின் வேதிப் பண்புகளைக் கீழ்க்காணும் தலைப்புக்களில் தொகுத்துக் கூறலாம்.

1. மற்றத் தனிமங்களுடன் வினை

ஃப்ளோரின் மிக்க வீரியமுள்ள தனிமம். இது மந்த வாயுக்கள் நீங்கலாக எல்லாத் தனிமங்களுடனும் தீவிரமாக வினையுறக் கூடியது. உலோகங்களுடன் கூடி உலோக ஃப்ளோரைடுகளைத் தருகின்றது.

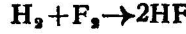
இது காப்பருடன் வினையுறும்பொழுது உலோகத்தின் மேற்பரப்பில் தொடர்ச்சியாக மெல்லிய போர்வை போன்ற ஃப்ளோரைடு படிகம் உண்டாகிறது. இப்போர்வை மேலும், இவ்வுலோகம் ஃப்ளோரினால் பாதிக்கப்படாமல் இருக்கச் செய்கின்றது.

ஃப்ளோரின், அலோகங்களான கரி, பாஸ்ஃபரஸ், கந்தகம் போன்ற தனிமங்களுடன் கூடி சேர்மங்களைத் தருகின்றது. இவ்வினைகள் மிகத் தீவிரமாகவும் நடைபெறுவதால் மேற்கூறிய அலோகங்கள் ஃப்ளோரின் வாயுவில் தீப்பற்றி எரிகின்றன.

2. ஹைட்ரஜனுடன் வினை

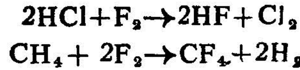
ஃப்ளோரின், ஹைட்ரஜனுடன் மிக்க வீரியத்துடன் வினையுற்று ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடைத் தருகின்றது.

இக்கூடுகை வினைக்கு வெளிச்சமோ, வெப்பமோ தேவையில்லை.



$$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$$

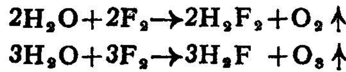
ஹைட்ரஜனிடம் ஃப்ளோரின் கவர்ச்சி மிக அதிகமாக உள்ளது. இக்காரணத்தால் பிற ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களுடன் ஃப்ளோரின் வினையுற்று ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு உண்டாகிறது.



$$2HCl + F_2 \rightarrow 2HF + Cl_2$$
$$CH_4 + 2F_2 \rightarrow CF_4 + 2H_2$$

3. நீருடன் வினை

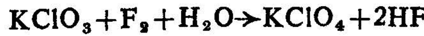
ஃப்ளோரின் வாயுவை நீரினுட் செலுத்தினால், ஓசோன் கலந்த ஆக்சிஜன் வெளியேறுகின்றது.



$$2H_2O + 2F_2 \rightarrow 2H_2F_2 + O_2 \uparrow$$
$$3H_2O + 3F_2 \rightarrow 3H_2F + O_3 \uparrow$$

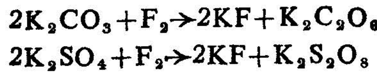
4. ஆக்சீகரண வினை

ஃப்ளோரின் மிகச் சிறந்த ஆக்சீகரணியாகும். இது பொட்டாசியம் குளோரைட்டை பர்குளோரேட்டாக மாற்றமடையச் செய்கின்றன.



$$KClO_3 + F_2 + H_2O \rightarrow KClO_4 + 2HF$$

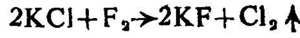
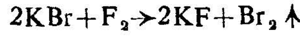
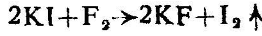
இதுபோன்றே பொட்டாசியம் கார்பனேட்டை பர்கார்பனேட்டாகவும், சல்ஃபேட்டை பர்சல்ஃபேட்டாகவும் மாற்றும் தன்மை வாய்ந்தது.



$$2K_2CO_3 + F_2 \rightarrow 2KF + K_2C_2O_6$$
$$2K_2SO_4 + F_2 \rightarrow 2KF + K_2S_2O_8$$

5. பிற ஹாலைடுகளுடன் வினை

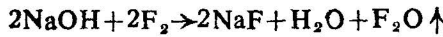
உப்பீனிகளின் குடும்பத்தில் மிக்க வீரியமுள்ளதாக இருப்பதால், குளோரைடுகளிலிருந்து, குளோரினையும், புரோமைடுகளிலிருந்து புரோமினையும், அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினையும், வெகு எளிதில் ஃப்ளோரின் இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றது.


$$2KCl+F_2 \rightarrow 2KF+Cl_2 \uparrow$$

$$2KBr+F_2 \rightarrow 2KF+Br_2 \uparrow$$

$$2KI+F_2 \rightarrow 2KF+I_2 \uparrow$$

6. காரங்களுடன் வினை

ஃப்ளோரின், காரங்களுடன் வினையுறுவதில் மற்ற உப்பீனிகளிலிருந்து பெரிதும் மாறுபட்டுள்ளது. இவ்வினைகளில் கிடைக்கும் விளைபொருள்கள், காரத்தின் செறிவு, வெப்ப நிலை இவற்றைப் பொருத்தே இருக்கின்றன.

குளிர்ந்த, நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினை புரியும்பொழுது, ஃப்ளோரின் மானோக்சைடு கிடைக்கின்றது.


$$2NaOH+2F_2 \rightarrow 2NaF+H_2O+F_2O \uparrow$$

வெப்ப நிலையிலுள்ள, செறிவு மிகுந்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினையுறும்பொழுது ஆக்சிஜன் கிடைக்கின்றது.


$$4NaOH+2F_2 \rightarrow 4\ NaF+2H_2O+O_2 \uparrow$$

7. கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை

அநேகமாக எல்லா கரிமச் சேர்மங்களுடனும், ஃப்ளோரின் வினை புரியக்கூடியது. ஆல்கஹால், ஈதர், டர்பன்டைன் போன்ற பொருள்கள் ஃப்ளோரின் வாயு மண்டலத்தில் எரிகின்றன.

மீத்தேனுடன் வினையுற்றுக் கார்பன் டெட்ரா ஃப்ளோரைடைத் தருகின்றது.


$$CH_4+4F_2 \rightarrow 4HF+CF_4$$

பயன்கள்

ஃப்ளோரின், பயன்படக்கூடிய பல சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதில் பயன்படுகிறது.

ஃஹைட்ரோ ஃப்ளோரிக் அமிலம், கண்ணாடியை அரித்தெடுப்பதற்கும், செயற்கை முறையில் தயாரிக்கப்படும் கிராஃபைட்டிலிருந்து சிலிகாவை நீக்கவும் பயன்படுகிறது.

ஃப்ரியான் (Freon) என்றழைக்கப்படும் குளிரூட்டப் பயன்படும் நீர்மம் செய்யப் ஃப்ளோரின் பயன்படுகிறது.

ஃப்ரியான்கள் என அழைக்கப்படும் சேர்மங்களில், கார்பன், குளோரின், ஃப்ளோரின் தனிமங்கள் உள்ளன.

டைகுளோரோ, டைஃப்ளோரோ மீத்தேன் (CCl_2F_2) இவ் வகையில் ஒரு முக்கியமான பொருளாகும். இது எளிதில், நச்சுத்தன்மை, அரிக்கும் தன்மை போன்ற பண்புகளில்லாத நீர்மம். இதனுடைய கொதி நிலை—30°C எளிதில் ஆவியாகக் கூடியது. இக்காரணங்களினால் நவீன குளிரூட்டும் சாதனங் களில் ஃப்ரியான்கள் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

மிகச் சிறிய அளவில் ஃப்ளோரின் சேர்மங்களைப் பற்பசை களில் சேர்த்து பற்களின் அழிவைத் தடுக்கின்றனர்.

டெப்லான் என அழைக்கப்படும் ஒரு சிறந்த பிளாஸ்டிக் பொருளைத் தயாரிக்க ஃப்ளோரின் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இந்த பிளாஸ்டிக் பொருள் C_2F_4 என்ற கரிம ஃப்ளோரின் சேர்மத்தைப் பல படியாக்கல் வினைக்கு உட்படுத்திக் கிடைப்ப தாகும்.

D.D.F.T. என அழைக்கப்படும், மிக்க சக்திவாய்ந்த பூச்சிக் கொல்லிகளைத் தயாரிப்பதற்கும், ஃப்ளோரின் பயன் படுத்தப்படுகிறது.

யூரேனியம், ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்க UF_6 என்ற சேர்மம் தயாரிக்க ஃப்ளோரின் பயன்படுகிறது.

SF_6 என்ற சேர்மம், உட்கரு பௌதிக ஆராய்ச்சிகளில் பயன்படுகிறது. இதனைத் தயாரிக்கவும், ஃப்ளோரின் பயன் படுகிறது.

ஃப்ளோரின் ஆக்சைடுகள்

ஃப்ளோரின், ஆக்சிஜனுடன் நேரடியாக வினையுறுவதில்லை. ஆனபோதிலும் இரண்டு ஃப்ளோரின் ஆக்சைடுகள் மறைமுக மான வழிகளில் பெறப்படுகின்றன. அவைகளாவன :—

(அ) F_2O ஃப்ளோரின் மானோக்சைடு

(ஆ) F_2O_2 ஃப்ளோரின் டை ஆக்சைடு

(அ) ஃப்ளோரின் மானோக்சைடு (F_2O)

ஃப்ளோரின் வாயுவை, 2% செறிவுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலினுள் செலுத்தினால் ஃப்ளோரின் மானோக்சைடு பெறப்படுகிறது.



$$2NaOH + 2F_2 \rightarrow 2NaF + H_2O + F_2O \uparrow$$

இது ஒரு நிறமற்ற வாயு. இதன் கொதிநிலை — 145°C. இதன் உருகுநிலை — 224°C. நீரில் சிறிதளவே கரையக் கூடியது. (குளோரின் மானோக்சைடு) அதிக அளவில் கரையக் கூடியது.

ஃப்ளோரின் மானோக்சைடு ஒரு வீரியமுள்ள சேர்மமாகும். அநேகமாக எல்லா உலோகங்களுடனும் இவ்வாயு வினையுற்று, உலோக ஃப்ளோரைடும் ஆக்சிஜனும் தருகின்றது.

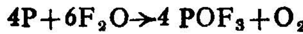


$$Pb + 2F_2O \rightarrow PbF_4 + O_2$$



$$2Cw + 2F_2O \rightarrow 2CwF_2 + O_2$$

இவ்வாயு, அலோகங்களான பாஸ்ஃபரஸ், கந்தகம் போன்றவைகளுடன் வீரியத்துடன் வினைபுரிகின்றது.



$$4P + 6F_2O \rightarrow 4\ POF_3 + O_2$$



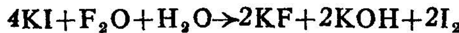
$$2S + 2F_2O \rightarrow SO_2 + SF_4$$

ஃப்ளோரின் மானோக்சைடு காரங்களுடன் வினையுற்று ஆக்சிஜனைத் தருகின்றது.



$$2NaOH + F_2O \rightarrow 2NaF + H_2O + O_2 \uparrow$$

இது ஒரு வீரியமான ஆக்சிஜனேற்றியாக இருப்பதால் பொட்டாசியம் அயோடைடுடன் வினையுற்று அயோடினை வெளியேறச் செய்கின்றது.



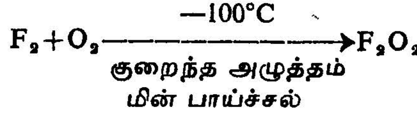
$$4KI + F_2O + H_2O \rightarrow 2KF + 2KOH + 2I_2$$

இச்சேர்மம், குளோரின் மானோக்சைடிலிருந்தும் பெரிதும் மாறுபட்டுள்ளது. ஃப்ளோரின் மானோக்சைடின், நீர்க்கரைசல் அமிலத்தன்மையற்றதாய் உள்ளது. இக்கரைசல், காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று, ஹைப்போஃப்ளோரைடுகளைத் தருவதில்லை.

(ஆ) ஃப்ளோரின் டை ஆக்சைடு (F_2O_2)

இச்சேர்மத்தை டைஃப்ளோரோ டைஆக்சைடு என்றும் அழைப்பதுண்டு. ஆக்சிஜன் ஃப்ளோரின் வாயுக்கள் 1 : 1

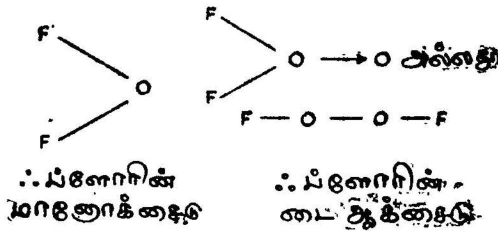
என்ற விகிதத்தில் கலந்துள்ள வாயுக் கலவையை, குறைந்த வெப்ப நிலையிலும், குறைந்த அழுத்தத்திலும் மின் பாய்ச்சலுக்கு உட்படுத்தினால், ஃப்ளோரின் டை ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது.



இது ஆரஞ்சு சிவப்பு நிறமுள்ள வாயு. இது எளிதில்—100°C வெப்ப நிலையிலேயே தனிமங்களாகப் பிரிகையடைகின்றது.



இவ்விரு ஆக்சைடுகளுக்கும் பின்வரும் வடிவ வாய்பாடுகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.



கரிம ஃப்ளோரின் சேர்மங்கள்

சில கரிம ஃப்ளோரின் சேர்மங்கள், அவற்றின் பயன்களைக் கருதி வாணிபத் துறையில் பெருமளவில் தயாரிக்க வேண்டியுள்ளது.

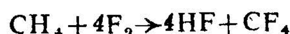
பொதுவாகப் ஃப்ளோரின் மிக்க வீரியமாக கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினையுறுகின்றது. எனவே கரிமச் சேர்மங்களில் ஃப்ளோரினைப் புகுத்துதல் (Fluorination) தகுந்த சேர்மங்களைப் பெறுவதற்குச் சில சிறப்பு முறைகள் பின்பற்றப்படுகின்றன. ஃப்ளோரினுடன் நைட்ரஜனைக் கலந்து வினையுறச் செய்தால் வினையின் வேகம் கட்டுக்கடங்கியதாக இருக்கின்றது. இவ்வகை வினைகளில் தாமிரத்துகள்களும், பிற உலோகத் துகள்களும் வினைவேக மாற்றிகளாகப் பயன்படுகின்றன.

கரிம ஃப்ளோரின் சேர்மங்கள் மிக்க மந்தத் தன்மையுடையன. ஃப்ளோரினின் சதவீதம், அதிகமாக, அதிகமாக அவற்றின் தீப்பற்றிக்கொள்ளும் தன்மை குறைகின்றது.

பொதுவாக இவைகள் சுமார் 400°C வெப்பநிலை வரை, நிலையாகவும், ஆக்சிஜன் ஏற்றிகளுடன் வினைபுரியாமலும் உள்ளன.

இச்சேர்மங்கள், குறைந்த கொதிநிலையையும், அதிக அடர்த்தியையும், அதிக அளவில் ஒளி விலகல் எண்ணையும் பெற்றுள்ளன.

கார்பன் டெட்ரா ஃப்ளோரைடு (CF_4) என்ற சேர்மம் மீத்தேனும், ஃப்ளோரின் கலந்த நைட்ரஜனையும் கலக்கும் பொழுது கிடைக்கின்றது.

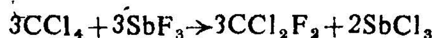


$$CH_4 + 4F_2 \rightarrow 4HF + CF_4$$

இதன் கொதிநிலை—128°C. இது ஒருமிக்க நிலையானதாகவும், வேதிமந்தப் பொருளாகவும், தீப்பற்றாத பொருளாகவும் இருக்கின்றது.

$C_6F_4\ (CF_3)_2$ என்ற சேர்மம் கார்பன் டெட்ரா ஃப்ளோரைடைப் போலவே, ஹைட்ரோ கார்பனில், ஃப்ளோரினைப் புகுத்திக் கிடைக்கப்படுகிறது. இது ஒரு மசகு எண்ணெயாகப் பயன்படுகிறது.

டைகுளோரைடை ஃப்ளோரோ மீத்தேன் என்ற சேர்மத்தை கார்பன் டெட்ரா குளோரைடிலிருந்து பெறலாம்.



$$3CCl_4 + 3SbF_3 \rightarrow 3CCl_2F_2 + 2SbCl_3$$

இச்சேர்மத்தை வாணிபத்துறையில் ஃப்ரியான் (Freon) என அழைக்கப்படுகின்றது. இது தெரியாத நச்சுத் தன்மையில்லாத, அரிக்கும் தன்மையற்ற நீர்மம். இதன் கொதிநிலை—30°C. இது குளிரூட்டும் பொருளாகப்பயன்படுகிறது. மற்றொரு ஃப்ரியானின் வாய்பாடு $CClF_2—CClF_2$. இதன் கொதிநிலை 3·8°C. மற்றொன்றின் வாய்பாடு $CHClF_2$. இதன் கொதிநிலை 5°C. இவைகளும் குளிரூட்டும் பொருள்களாகப் பயன்படுகின்றன.

வினாக்கள்

1. ஃப்ளோரின் தனிமத்தை எளிதில் பிரித்தெடுக்க முடியாததற்குக் காரணங்களைத் தொகுத்துக் கூறுக.
2. முதன் முதலில் ஃப்ளோரினைப் பிரித்தெடுத்தவர் யார்? அம்முறையைப் படத்துடன் விவரிக்க.
3. தற்காலத்தில் ஃப்ளோரினைப் பிரித்தெடுக்கப் பயன்படும் முறைகளில் ஏதாவது ஒன்றைப் படத்துடன் விளக்குக.

4. ஃப்ளோரின் பண்புகளைத் தொகுத்துக் கூறுக.

5. ஃப்ளோரின் ஆக்சைடுகள் எவ்வாறு குளோரின் ஆக்சைடுகளிலிருந்து மாறுபடுகின்றன ?

6. பெரும் அளவில் பயன்படும் சில ஃப்ளோரின் சேர்மங்களைப் பற்றி ஒரு சிறு குறிப்பு வரைக.

7. ஃப்ளோரினைப் பிற உப்பீனிகளுடன் ஒப்பிடுக.

8. குளோரின் தயாரிக்கும் முறைகளைப் பின்பற்றி ஃப்ளோரினைப் பெறமுடியாத காரணங்களை விவரித்து எழுதுக.

9. சிறு குறிப்பு வரைக.
   (a) D. D. F. T.
   (b) டெஃப்லான்.
   (c) ஃப்ரியான்.
   (d) ஃப்ளோரின் ஆக்சைடுகள்.
   (e) கண்ணாடியை அரித்தெடுத்தல்.
   (f) கரிம ஃப்ளோரின் சேர்மங்கள்.

6. குளோரின்
(Chlorine)

ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஏழாம் பத்தியில் இடம் பெற்றுள்ள ஃப்ளோரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகிய நான்கு தனிமங்களும், உப்பீனிகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இக்குடும்பத்தின் உண்மைப் பிரதிநிதியாகக் குளோரினைக் கருதலாம்.

வரலாறு

முதன்முதலில் ஷீல் (Sheele) என்ற விஞ்ஞானி, இதை 1774-ல் தயாரித்தார். ஆனல் அவர் இதனை ஒரு தனிமமாகக் கருதவில்லை. 1813–ஆம் ஆண்டில் டேவி என்ற விஞ்ஞானி இதனை அதனுடைய சேர்மங்களினின்றும் பிரித்தெடுத்து, இதன் பண்புகளை ஆராய்ந்து அறிந்து, ஒரு தனிமம் என நிருபித்தார்.

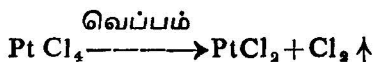
தோற்றம்

குளோரின், இயற்கையில் தனிம நிலையில் காணப்படுவது இல்லை. இது கடல்நீரில் சோடியம் குளோரைடாகவும், மக்னீசியம் குளோரைடாகவும் காணப்படுகிறது. பாறை உப்பு (Rocksalt—NaCl) என அழைக்கப்படும் கனிமத்திலும் இத் தனிமம் உள்ளது. கார்னலைட்டு (Carnalite-$KClMgCl_2$ $6H_2O$) என்ற கனிமத்திலும் இத்தனிமம் உள்ளது. இது மற்ற உப்பீனிகளைவிட அதிக அளவில் பூமியின் பரப்பில் காணப்படுகிறது.

தயாரித்தல்

குளோரினை, பல வேதி முறைகளில், அதன் சேர்மங்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கலாம். சில குளோரைடுகளை ($PtCl_4$) சூடு செய்து சிதைத்தல் மூலமாகவும், ஹைட்ரோ குளோரிக்

அமிலத்தை (Hcl) ஆக்சீகரணப்படுத்தியும், குளோரைடு கரைசல்களை மின்னாற் பகுத்தல் மூலமும், குளோரின் பெறப்படுகின்றது



$$PtCl_4 \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} PtCl_2 + Cl_2 \uparrow$$



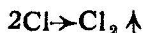
$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$



$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$



நேர்முனையில் $Cl^- \rightarrow Cl + e^-$

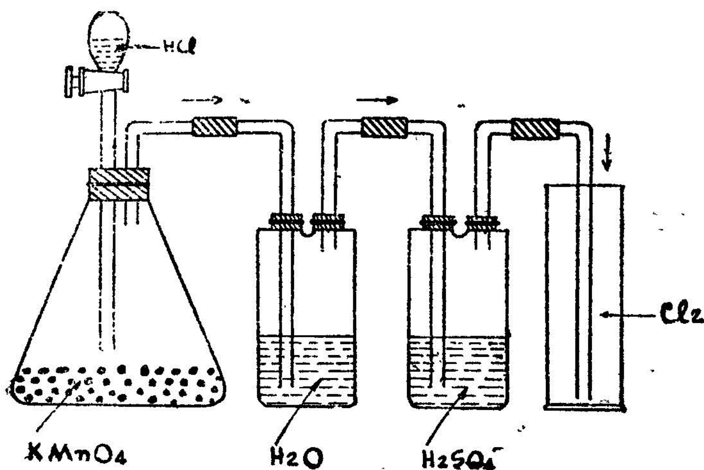


$$2Cl \rightarrow Cl_2 \uparrow$$

சோதனைச் சாலையில் தயாரித்தல்

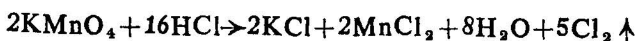
இரு துளை அடைப்பானல் மூடப்பட்ட, ஒரு கூம்புக் குடுவையில் சுமார் 50கிராம் எடையுள்ள பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் எடுத்துக்கொள். படத்தில் காட்டியபடி அடைப்பானிலுள்ள ஒரு துளையின் வழியாக ஒரு வெளிக்குழாயையும் அமைத்துக்கொள்.

வெளிக்குழாயின் மறுமுனையை, இரண்டு கழிவு சீசாக்களுடன் தொடர்ச்சியாக இணை. முதல் கழிவு சீசாவில் நீரும், மற்றதில் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் எடுத்துக்கொள். இந்தக் கழிவு சீசாக்களை விட்டு வெளியேறும் வாயு ஜாடியினுள் சேரும்படி கண்ணாடிக் குழாயினல் இணை.



படம் 13

பிரிபுனலில், அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை எடுத்துக்கொண்டு சிறிது சிறிதாகப் பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுடன் வினையுறும்படிச் செய். ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், ஆக்சிஜனேற்ற மடைந்து குளோரின் வாயு வெளியேறுகிறது.



$$2KMnO_4+16HCl \rightarrow 2KCl+2MnCl_2+8H_2O+5Cl_2\uparrow$$

வெளியேறும் குளோரினுடன் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு மாசுப்பொருளாக இருக்கும். கூம்புக் குடுவையிலிருந்து வெளியேறும் வாயு, நீருள்ள கழிவு சீசாவின் வழியாகச் செலுத்தப்படுகையில், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு முற்றிலும் நீரில் கரைந்துவிடும். இச்சீசாவிலிருந்து வெளியேறும் வாயுவிலுள்ள ஈரம், இரண்டாவது கழிவுச் சீசாவிலுள்ள அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தினால் ஈர்க்கப்படும். உலர்ந்த தூய குளோரின் வாயு, காற்றின் மேல் முகப் பெயர்ச்சியினால் வாயு ஜாடியில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

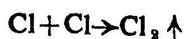
பெருமளவில் தயாரித்தல்

கன ரக வேதிப்பொருள்களில் ஒன்றான சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை, வியாபார முறையில் தயாரிக்கும்பொழுது, குளோரின் ஒரு உடன் விளைவுப் பொருளாகக் கிடைக்கின்றது. சோடியம் குளோரைடு கரைசலை மின் பகுப்புக்கு உட்படுத்தினால் குளோரின் வாயு, ஹைட்ரஜன் வாயு, சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு இம்மூன்றும் விளை பொருள்களாகக் கிடைக்கின்றன.



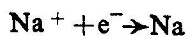
$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

நேர் மின் முனையில் $Cl^- \rightarrow Cl + e^-$

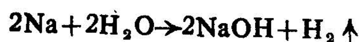


$$Cl+Cl \rightarrow Cl_2\uparrow$$

எதிர் மின் முனையில்



$$Na^+ + e^- \rightarrow Na$$



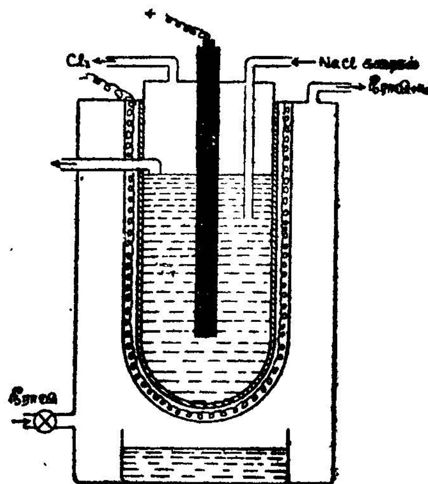
$$2Na+2H_2O \rightarrow 2NaOH+H_2\uparrow$$

மின்னாற் பகுத்தல் நடைபெறும் மின்முறிகலத்தின் அமைப்புக்கேற்பப் பலமுறைகள் குளோரின் தயாரிப்பதில் பின்பற்றப்படுகின்றன. இவற்றுள் மிக அதிக அளவில் நம் நாட்டில் பின்பற்றப்படும் முறையில், நுண் துளை மலிந்த விதானமுள்ள மின் முறிகலம் பயன்படுத்தப்படுகின்றது.

நுண்துளை மலிந்த விதான முறை

நுண் துளை மலிந்த விதானங்களைக் கொண்ட பல வகை மின்முறி கலங்கள், சோடியம் குளோரைடு கரைசலை மின்னாற் பகுத்தலுக்குப் பயன்படுகின்றன. இவற்றுள் அதிக அளவில் பயன்படுவது நெல்சல் செல் ஆகும்.

இதில் பல துளைகளைக்கொண்ட எஃகினால் செய்யப்பட்ட ஒரு குழாயுள்ளது. இதன் உட்பக்கம் கல்நாரால் பூசப்பட்டு உள்ளது. இக்கல்நார் பூச்சு நுண் துளைகள் மலிந்த விதானமாகச் செயல்படுகின்றது. இக்குழாயினுள் படத்தில் காட்டியபடி சோடியம் குளோரைடு கரைசல் உள் வரவும், ஒரு மட்டத்திற்கு மேலுள்ள கரைசல் வெளியேறவும், தகுந்த குழாய்கள் அமைக்கப்பட்டிருக்கின்றன.



படம் 14

சோடியம் குளோரைடு கரைசலில் தொங்கவிடப்பட்டிருக்கும் கார்பன் தண்டு, நேர் மின்முனையாகவும், எஃகுக் குழாய் எதிர் மின்முனையாகவும், மின் பகுப்பு வினையில் செயல் படுகின்றன.

எஃகுக் குழாய், மற்றொரு பாத்திரத்தினுள் அமைக்கப்பட்டு, நீராவியினால் சூழப்பட்டுள்ளது. நீராவி எஃகுக் குழாயை சூடுபடுத்துவதுடன், சோடியம் அணுக்கள் வினை புரிவதற்கு வேண்டிய நீரையும் தருகின்றது.

மின் முறிகலத்தில் மின் செலுத்தப்படும்பொழுது கீழ்க் கண்ட வினைகள் நிகழ்கின்றன.

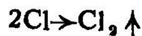


$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$

நேர் மின் முனையில்



$$Cl^{-} \rightarrow Cl + e^{-}$$

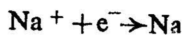


$$2Cl \rightarrow Cl_2 \uparrow$$

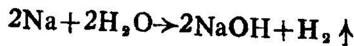
நேர் மின்முனையின் அருகிலுள்ள வெளிப்போக்குக் குழாயின் வழியாகக் குளோரின் வெளியேறுகின்றது.

சோடியம் அயனிகள் கல்நாரிலுள்ள நுண் துளைகள் வழியே சென்று எதிர் மின்முனையான எஃகுக் குழாயை அடைகின்றது.

எதிர் மின் முனையில்



$$Na^{+} + e^{-} \rightarrow Na$$



$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல் எஃகுக் குழாய்க்குக் கீழேயுள்ள பாத்திரத்தில் சேருகின்றது.

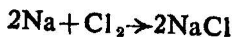
பண்புகள்

குளோரின், பசுமை கலந்த மஞ்சள் நிறமுள்ள வாயு. மிக்க கார நெடியுள்ளது. காற்றைவிடச் சுமார் $2\frac{1}{2}$ மடங்கு கனமானது. நீரில் ஓரளவு கரையக் கூடியது.

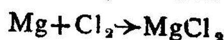
குளோரின், ஒரு வீரியம் மிக்க அலோகம். இது தானே எரியாது. இதன் வேதிப் பண்புகளை கீழ்க்காணும் தலைப்புக் களில் அறியலாம்.

1. பிற தனிமங்களுடன்

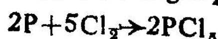
இது மந்த வாயுக்கள், ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், கார்பன் நீங்கலாக மற்றெல்லாத் தனிமங்களுடனும் (உலோகங்கள், அலோகங்கள்) எளிதில் வினையுறுக் குளோரைடுகளைத் தருகின்றது.



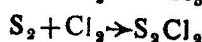
$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$



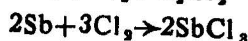
$$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$$



$$2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5$$



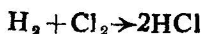
$$S_2 + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2$$



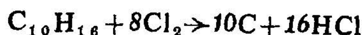
$$2Sb + 3Cl_2 \rightarrow 2SbCl_3$$

2. ஹைட்ரஜனுடன்

குளோரின் ஹைட்ரஜனிடம் அதிக நாட்டமுள்ளது. ஹைட்ரஜன், குளோரின் வாயுக்களின் கலவை ஆகிய வெளிச்சத்தில் வெடிச் சப்தத்துடன் கூடுகிறது. தூய குளோரினில் ஹைட்ரஜன் வாயு எரிந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடைத் தருகின்றது.


$$H_2+Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

ஹைட்ரஜன் மிகுதியாக உள்ள ஹைட்ரோ கார்பன்களிலிருந்து, ஹைட்ரஜனைப் பிரித்து அதனுடன் கூடுகிறது. இக்காரணத்தினால், டர்பென்டைனில் ($C_{10}H_{16}$) நனைக்கப்பட்ட வடிதாள் குளோரின் ஜாடியில் எரிகின்றது.


$$C_{10}H_{16}+8Cl_2 \rightarrow 10C+16HCl$$

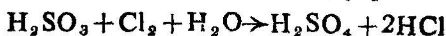
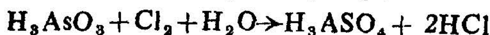
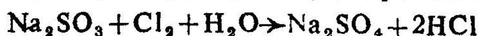
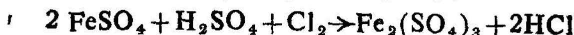
3. ஆக்சீகரணி

குளோரின் ஒரு சிறந்த ஆக்சீகரணியாகும். இது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை ஆக்சிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்து சல்ஃபரைக் கொடுக்கின்றது.


$$H_2S+Cl_2 \rightarrow 2HCl+S$$

ஈரத்தின் முன்னிலையில் பல பொருள்களை ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கின்றது.


$$H_2O+Cl_2 \rightarrow HCl+HOCl$$

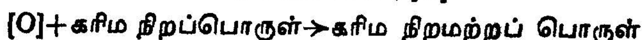
$$HOCl \rightarrow HCl+[O]$$

$$H_2SO_3+Cl_2+H_2O \rightarrow H_2SO_4+2HCl$$

$$H_3AsO_3+Cl_2+H_2O \rightarrow H_3ASO_4+2HCl$$

$$Na_2SO_3+Cl_2+H_2O \rightarrow Na_2SO_4+2HCl$$

$$2\,FeSO_4+H_2SO_4+Cl_2 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3+2HCl$$

$$I_2+5Cl_2+6H_2O \rightarrow 2HIO_3+10HCl$$

4. நிறம் நீக்கி

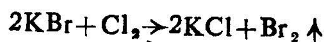
நீரின் முன்னிலையில் பல கரிம நிறப் பொருள்களின் நிறங்களை நீக்குகின்றது. இதன் ஆக்சீகரணப் பண்பே இதற்கு காரணமாகும்.


$$H_2O+Cl_2 \rightarrow HCl+HOCl$$

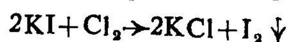
$$HOCl \rightarrow HCl+[O]$$

[O]+கரிம நிறப்பொருள் → கரிம நிறமற்றப் பொருள்

5. பிற ஹாலைடுகளுடன்

குளோரின், புரோமைடுகளுடனும், அயோடைடுகளுடனும் வினையுற்று முறையே புரோமின், அயோடின் என்ற உப்பீனிகளை வெளியேற்றுகின்றது.



$$2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2 \uparrow$$



$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2 \downarrow$$

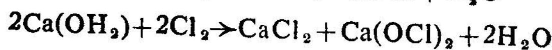
6. காரங்களுடன்

குளோரின் காரங்களுடன், சூழ்நிலைக்கேற்ப வினை புரிகின்றது.

நீர்த்த, குளிர்ந்த காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று, குளோரைடு, ஹைபோ குளோரைட்டு (Hypochlorite) உப்புக்களைத் தருகின்றது.

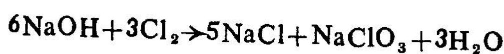


$$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

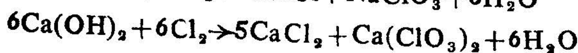


$$2Ca(OH_2) + 2Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + 2H_2O$$

செறிவு மிக்க, வெப்ப நிலையிலுள்ள காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்றுக் குளோரைடு, குளோரேட் (Chlorate) உப்புக்களைத் தருகின்றது.

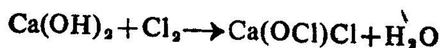


$$6NaOH + 3Cl_2 \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$



$$6Ca(OH)_2 + 6Cl_2 \rightarrow 5CaCl_2 + Ca(ClO_3)_2 + 6H_2O$$

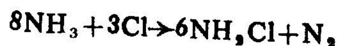
நீர்த்த சுண்ணும்புடன் வினையுற்றுச் சலவைத் தூளைத் (Bleaching Powder) தருகின்றது.



$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow Ca(OCl)Cl + H_2O$$

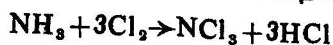
7. அம்மோனியாவுடன்

குளோரின் அதிக அளவுள்ள அம்மோனியாவுடன் வினையுறும்பொழுது, அம்மோனியம் குளோரைடையும், நைட்ரஜனையும் தருகின்றது.



$$8NH_3 + 3Cl \rightarrow 6NH_4Cl + N_2$$

குளோரின் அதிக அளவாகவும், அம்மோனியா குறைவாகவும், இருக்குமாயின் நைட்ரஜன் டிரைகுளோரைடும், ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் விளைகின்றன.



$$NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow NCl_3 + 3HCl$$

8. கரிமச் சேர்மங்களுடன்

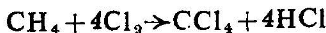
நிறைவுற்ற (Saturated) கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினையுற்று பதிலீட்டு வினைபொருள்களைத் தருகின்றது.



$$CH_4+Cl_2 \rightarrow CH_3Cl+HCl$$



$$C_2H_6+Cl_2 \rightarrow C_2H_5Cl+HCl$$

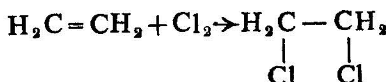


$$CH_4+4Cl_2 \rightarrow CCl_4+4HCl$$



$$C_2H_6+6Cl_2 \rightarrow C_2Cl_6+6HCl$$

நிறைவுறு கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினையுற்று கூட்டுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றது.



$$H_2C=CH_2+Cl_2 \rightarrow H_2C(Cl)-CH_2(Cl)$$

பயன்கள்

காகிதம், ரெயான் போன்ற பொருள்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படும். மரக்கூழின் நிறத்தை வெண்மையாக்கப் பெருமளவில் குளோரின் பயன்படுகிறது. குடிநீரிலுள்ள நோய்க்கிருமிகளை அழிக்கப் பயன்படுகிறது. குளோரஃபாம், பொட்டாசியம் குளோரேட், சலவைத்தூள், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் போன்ற பல பயனுள்ள பொருள்களைத் தயாரிப்பதில் குளோரின் பெருமளவில் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. சோதனைச் சாலையில் தூய குளோரின் வாயு தயாரிக்கும் முறையை விவரி.
2. வியாபார முறையில் குளோரின் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றது?
3. குளோரினின் பண்புகளையும், பயன்களையும் விவரிக்க.

7. குளோரின் ஆக்சைடுகளும், ஆக்சி-அமிலங்களும்

(Oxides and Oxy-acids of Chlorine)

குளோரின் நேரிடையாக ஆக்சிஜனுடன் வினையுறுவதில்லை. ஆனபோதிலும் பல ஆக்சைடுகள் உள்ளன. அவற்றுள் முக்கியமானவை நான்கு ஆக்சைடுகளாகும். இந்த ஆக்சைடுகள் யாவும் சகபிணைப்பு (Covalent) சேர்மங்களாக உள்ளன. எல்லா ஆக்சைடுகளும், வெடிக்கும் தன்மையுடையன. வீரிய மிக்க ஆக்சீகரணிகளாகவும் உள்ளன.

குளோரின் ஆக்சி அமிலங்களில் பொதுவாக ஆக்சிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்க, அதிகரிக்க அவற்றின் நிலைப்புத் தன்மை அதிகமாகின்றது. பெர்குளோரிக் அமிலத்தைத்தான் தூய்மையான நிலையில் பெறமுடிகின்றது. எல்லா ஆக்சி அமிலங்களும், அவற்றின் வருவிகளான ஆக்சி உப்புக்களைத் தருகின்றன. ஆக்சி அமிலங்களும், ஆக்சி உப்புக்களும், ஆக்சீகரணிகளாக விளங்குகின்றன.

குளோரின் முக்கிய ஆக்சைடுகளும் ஆக்சி அமிலங்களும் கீழே அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

குளோரின் மோனோக்சைடு
(Chlorine Monoxide—Cl_2O)

புதிதாக வீழ்படிவு செய்யப்பட்ட மஞ்சள் நிற மெர்க்யூரிக் ஆக்சைடை (Yellow mercuric oxide) 300°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றி பின் குளிரச் செய்து அதன்மேல் உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினல், குளோரின் மோனோக்சைடு கிடைக்கின்றது.

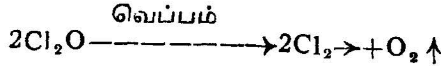


$$HgO + 2Cl_2 \rightarrow HgCl + Cl_2O \uparrow$$

குளோரின் ஆக்சைடுகள்		குளோரின் ஆக்சி அமிலங்கள்	
பெயர்	வாய்பாடு	பெயர்	வாய்பாடு
குளோரின் மோனொக்சைடு (Chlorine monoxide)	Cl_2O	ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் (Hypochlorous acid)	$HOCl$
குளோரின் டை ஆக்சைடு (Chlorine dioxide)	ClO_2	குளோரஸ் அமிலம் (Chlorous acid)	$HClO_2$
		குளோரிக் அமிலம் (Chloric acid)	$HClO_3$
குளோரின் ஹெக்ஸாக்சைடு (Chlorine hexoxide)	Cl_2O_6	குளோரிக் அமிலம் (Chloric acid)	$HClO_3$
		பெர் குளோரிக் அமிலம் (Perchloric acid)	$HClO_4$
குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு (Chlorine Heptoxide)	Cl_2O_7	பெர் குளோரிக் அமிலம் (Perchloric acid)	$HClO_4$

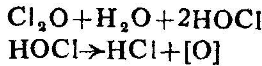
இது பழுப்பு கலந்த மஞ்சள் நிறமுள்ள வாயு. மிக்க கார நெடியுள்ளது. காற்றை விடக் கடினமானது. இதனைக் குளிரச் செய்து ஆரஞ்சு நிறமுடைய நீர்மத்தைப் பெறலாம். இது நீரில் கரையக்கூடியது.

குளோரின் மோனோக்சைடு ஒரு நிலையற்ற வாயு. வெடிக்கும் தன்மையுடையது. எளிதில் வெப்பத்தால் சிதைவடைகிறது.



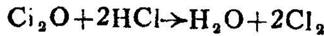
$$2Cl_2O \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} 2Cl_2 \rightarrow + O_2 \uparrow$$

இந்த வாயு நீரில் கரையும்பொழுது, மஞ்சள் நிறமுள்ள நிலையற்ற நீர்த்த ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



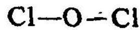
$$Cl_2O + H_2O + 2HOCl$$
$$HOCl \rightarrow HCl + [O]$$

இது ஒரு வீரியமுள்ள ஆக்சிகரணியாகும். ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை எளிதில் ஆக்சிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்து குளோரின் வாயுவைக் கொடுக்கின்றது.



$$Ci_2O + 2HCl \rightarrow H_2O + 2Cl_2$$

இதன் வடிவ வாய்பாடைக் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம்.



$$Cl-O-Cl$$

ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம்
(Hypochlorous acid)

குளோரின் மோனோக்சைடு ஹைப்போ குளோரஸ் அமில நீரிலி (Acid anhydride) ஆகையால் இதனை நீரில் கரைத்தால் நீர்த்த ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$Cl_2O + H_2O \rightarrow 2HOCl$$

புதிதாக வீழ்படிவு செய்யப்பட்ட மஞ்சள் நிற மெர்க்யூரிக் ஆக்சைடு சிதறியுள்ள நீரில் குளோரினைச் செலுத்தி, கரையா பொருள்களை வடிகட்டி கிடைக்கும் வடிநீர், நீர்த்த ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலமாகும்.



$$HgO + Cl_2 + H_2O \rightarrow HgCl \downarrow + 2HOCl$$

ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம், ஓர் நிலையற்ற சேர்மமாகையால், நீர்த்த கரைசலாக மட்டுமே பெறப்படுகிறது. இக் கரைசல் மஞ்சள் நிறமுடையது. இக்கரைசலின் செறிவை 5%க்கு மேல் அதிகப்படுத்த முடியாது.

ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் எளிதில் சிதைவுறுகிறது. இவ்வினையில் பிறவி நிலை ஆக்சிஜன் கிடைப்பதால் இது ஒரு வீரியமுள்ள ஆக்சீகரணியாகும்.



$$HOCl \rightarrow HCl + [O]$$

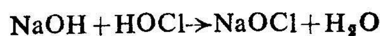
இது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்றுக் குளோரினைத் தருகின்றது.



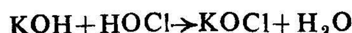
$$HOCl + HCl \rightarrow H_2O + Cl_2 \uparrow$$

ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் தாவர நிறப் பொருள்களை ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்து அவற்றின் நிறத்தை நீக்குகிறது.

இந்த அமிலம் காரங்களுடன் வினையுற்று ஹைப்போ குளோரைட் உப்புகளைத் தருகின்றது.



$$NaOH + HOCl \rightarrow NaOCl + H_2O$$



$$KOH + HOCl \rightarrow KOCl + H_2O$$

ஹைப்போ குளோரைட்டுகள்
(Hypochlorites)

ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலத்தின் வருவிகளான உப்புக்களுக்கு ஹைப்போ குளோரைட்டுகள் என்று பெயர். இந்த உப்புக்கள் அமிலத்தைவிட நிலையானவை.

குளிர்ந்த, நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல் வழியாக குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினால் சோடியம் குளோரைடும், சோடியம் ஹைப்போகுளோரைட்டும் கிடைக்கின்றன.



$$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

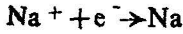
இவ்விரு உப்புக்களின் கரைதிறன்கள் வேறுபட்டுள்ளதால் இவற்றைப் பின்ன படிகமாக்கிப் பகுத்தல் (Fractional crystallization) முறையில் பிரித்தெடுக்கலாம்.

சோடியம் குளோரைடு கரைசலை மின்னாற் பகுத்தால் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடும், குளோரினும் கிடைக்கின்றன. இவை இரண்டும் ஒன்றாகக் கலக்கும்படியான மின்கலத்தை பயன்படுத்தினால், சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட் கிடைக்கின்றது. இந்த உப்பை வியாபார முறையில் தயாரிக்க இந்த முறை பயன்படுகிறது.



$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$

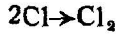
மின்முனைகள்



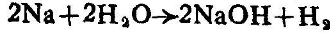
$$Na^+ + e^- \rightarrow Na$$



$$Cl^- \rightarrow Cl + e^-$$



$$2Cl \rightarrow Cl_2$$



$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$



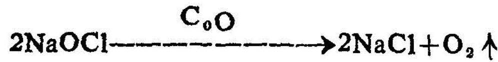
$$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டை வெப்பப்படுத்தினால், அது சிதைவுற்றுச் சோடியம் குளோரேட்டைத் தருகின்றது.



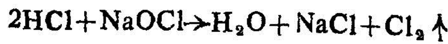
$$3NaOCl \rightarrow NaClO_3 + 2NaCl$$

இதனைக் கோபால்ட் உப்புக்களின் (வினைவேக மாற்றி) முன்னிலையில் வெப்பப்படுத்தினால், சிதைவுற்று ஆக்சிஜனைத் தருகின்றது.

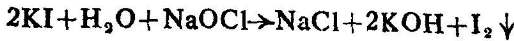


$$2NaOCl \xrightarrow{C_oO} 2NaCl + O_2 \uparrow$$

இது சிறந்த ஆக்சிகரணியாகும். ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், பொட்டாசியம் அயோடைடு இவற்றுடன் வினையுற்று முறையே குளோரின், அயோடின் இவற்றை விடுவிக்கின்றது.



$$2HCl + NaOCl \rightarrow H_2O + NaCl + Cl_2 \uparrow$$

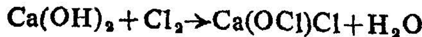


$$2KI + H_2O + NaOCl \rightarrow NaCl + 2KOH + I_2 \downarrow$$

இச்சேர்மத்தைப் பெருமளவில் நிறம் நீக்கியாகவும், நச்சுக் கொல்லியாகவும் பயன்படுத்துகின்றனர்.

சலவைத்தூள்
(Bleaching Powder)

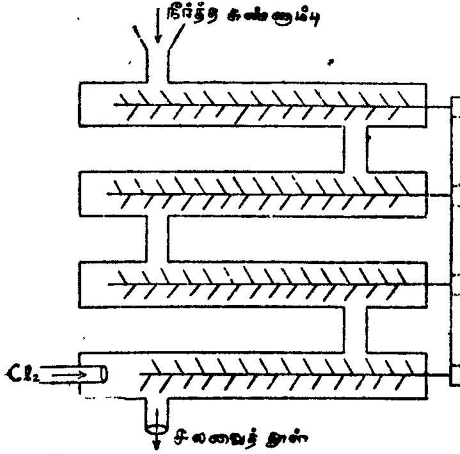
உலர்ந்த, நீர்த்த சுண்ணாம்பின்மீது, குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினால் சலவைத் தூள் கிடைக்கின்றது.



$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow Ca(OCl)Cl + H_2O$$

சலவைத் தூள் பலவகையில் பெயரளவில் பயன்படுத்துவதால் இதனைப் பெருமளவில் தயாரிக்கிறார்கள். குளோரினையும், நீர்த்த சுண்ணாம்பையும் முரணோட்ட (Counter current) முறையில் வினைபுரியச் செய்து அதிக விளைச்சலைப் பெறுகின்றனர்.

வர்த்தக முறை தயாரிப்பில் படத்தில் காணப்படுவது போன்ற ஒரு கருவியைப் பயன்படுத்துகின்றனர். இக்கருவி பல வார்ப்பிரும்புக் குழாய்களால் ஆனது. ஒவ்வொரு குழாயும் அதற்குக் கீழ் மட்டத்திலுள்ள குழாயுடன் இணைக்கப் பட்டுள்ளது. குழாய்களின் உட்புறம் சுழலும் தண்டுகள் பொருத்தப்பட்டுள்ளன. இத்தண்டுகளில் பல தகடுகள் பொருத்தப்பட்டுள்ளன.



படம் 15

உலர்ந்த நீர்த்த சுண்ணும்புத் தூளை மேலிருந்து கீழே செலுத்துகின்றனர். அதே சமயத்தில் கீழிருந்து உலர்ந்த குளோரின் வாயு மேல்நோக்கிச் செலுத்தப்படுகின்றது. குழாய்களில் பொருத்தப்பட்டுள்ள தண்டுகள் சுழல்வதால், சுண்ணும்புத் தூள்களும், குளோரின் வாயுவும் நன்கு கலக்கப்பட்டு, சலவைத்தூள் உருவாகின்றது.

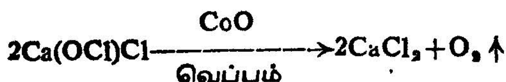


$$Ca(OH)_2 + 2Cl_2 \rightarrow Ca(OCl)Cl + H_2O$$

இக்கருவியின் கீழே அமைக்கப்பட்டுள்ள திறப்பின் வழியாகச் சலவைத்தூள் வெளியேறுகின்றது.

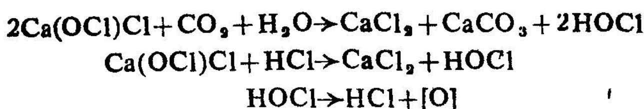
சலவைத்தூள், குளோரினின் நெடியையுடைய வெண்ணிறத் தூளாகும். நீரில் சிறிதளவே கரையக்கூடியது.

இது எளிதில் சிதைவடைகின்றது. கோபால்ட் ஆக்சைடின் (வினை வேகமாற்றி) முன்னிலையில் வெப்பப்படுத்திஞல் ஆக்சிஜனைத் தருகின்றது.



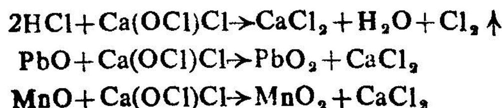
$$2Ca(OCl)Cl \xrightarrow[\text{வெப்பம்}]{CoO} 2CaCl_2 + O_2 \uparrow$$

இது ஈரமுள்ள கார்பன்டை ஆக்சைடு, நீர்த்த அமிலங்களுள் போன்றவைகளுடன் எளிதில் வினையுற்று நிலையற்ற ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலத்தைத் தருகின்றது.



$$2Ca(OCl)Cl + CO_2 + H_2O \rightarrow CaCl_2 + CaCO_3 + 2HOCl$$
$$Ca(OCl)Cl + HCl \rightarrow CaCl_2 + HOCl$$
$$HOCl \rightarrow HCl + [O]$$

இது சிறந்த ஆக்சீகரணியாகும். அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை, குளோரினாகவும், லெட் ஆக்சைடை, லெட் பர் ஆக்சைடாகவும், மாங்கனீச ஆக்சைடை, மாங்கனீச டை ஆக்சைடாகவும் ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கின்றது.

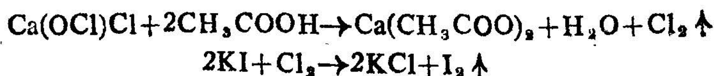


$$2HCl + Ca(OCl)Cl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + Cl_2 \uparrow$$
$$PbO + Ca(OCl)Cl \rightarrow PbO_2 + CaCl_2$$
$$MnO + Ca(OCl)Cl \rightarrow MnO_2 + CaCl_2$$

இது ஒரு சிறந்த நிறம் நீக்கியாகவும், நச்சுக்கொல்லியாகவும் செயல்படுகின்றது.

சலவைத்தூள் அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து குளோரினை வெளியிடுகிறது. 100 பங்கு சலவைத் தூளிலிருந்து அவ்வாறு பெறப்படும் குளோரினுக்குப் பெறக்கூடிய குளோரின் (Available Chlorine) எனப் பெயர். இதனைத் தகுந்த தரம் பார்த்தல் சோதனையின் மூலம் அறியலாம்.

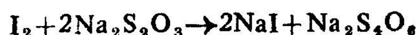
சிறிதளவு சலவைத் தூளை எடுத்துக் கொண்டு அதன் எடையைத் துல்லியமாகக் காண்க. இதனை நீரில் கலந்து ஒரு அளவறி குடுவையில் எடுத்துக் கொள். குடுவையின் குறியீட்டு வரையிலும் நீரை ஊற்றி, நன்கு குலுக்கி, ஒரு சீரான தொங்கலை (Suspension) தயார் செய்து கொள். இதில் ஒரு குறிப்பிட்ட கன (20 க. செ. மீ.) அளவை ஒரு கூம்புக் குடுவையில் எடுத்து அதனுடன் அசிட்டிக் அமிலமும், அதிக அளவில் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலையும் சேர். அந்தத் தொங்கலில் பெறக்கூடிய குளோரினுக்குச் சமமான அயோடின் கீழ்க்கண்ட வினைகளால் வெளியேறுகின்றது.



$$Ca(OCl)Cl + 2CH_3COOH \rightarrow Ca(CH_3COO)_2 + H_2O + Cl_2 \uparrow$$

$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2 \uparrow$$

இவ்வினையில் விளைந்த அயோடினைத் திறன் தெரிந்த சோடியம் தயோ சல்ஃபேட்டுக்கு எதிராகத் தரம் பார்த்தால், பெறக்கூடிய குளோரினின் அளவைக் கணக்கிடலாம்.



$$I_2+2Na_2S_2O_3 \rightarrow 2NaI+Na_2S_4O_6$$

1000 க. செ. மீ N/10 தயோ சல்ஃபேட்டை

≡3.55 கிராம் பெறக்கூடிய குளோரின்.

எனவே, எடுத்துக்கொண்ட சலவைத் தூளிலிருந்து பெறக்கூடிய குளோரினின் அளவைக் கணக்கிடலாம்.

அமைப்பு

சலவைத் தூளின் அமைப்பைப் பற்றிப் பல்வேறு கருத்துகள் நிலவி வந்தன. X கதிர்களின் உதவிகொண்டும், மற்றும் பல நுண்ணிய கருவிகளைக் கொண்டும், தற்கால ஆராய்ச்சியின் பலனாக, சலவைத்தூளை ஒரு தனிச் சேர்மமாகக் கருதாமல், ஒரு கலவைப் பொருளாகவே கருதப்படுகின்றது. இக்கலவையில் $Ca(OCl)_2$, $CaCl_2+Ca(OH)_2$ இருப்பதாகக் கருதப்படுகின்றது.

பயன்கள்

காகிதம், செயற்கைப்பட்டு முதலிய பொருள்கள் செய்யப் பயன்படும். மரக்கூழின் (Wood pulp) பழுப்பு நிறத்தை வெளுக்கச் செய்யச் சலவைத்தூள் பெருமளவில் பயன்படுகிறது.

குடிநீரிலுள்ள நுண்ணுயிர் கிருமிகளை அழிக்கவும், பொது இடங்களில் தொற்று நீக்கியாகவும் பயன்படுகிறது.

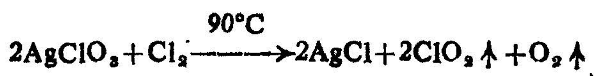
குளோரஃபாரம் போன்ற முக்கிய மருந்துப் பொருள்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

ஆய்வகங்களில், எளிதில் ஆக்சிஜன், குளோரின் வாயுக்களைத் தயாரிப்பதிலும், ஆக்சிகரணியாகவும் பயன்படுகிறது.

குளோரின் டைஆக்சைடு [ClO_2]

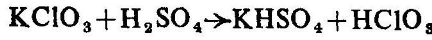
தயாரித்தல்

1. தூய, உலர்ந்த குளாரின் வாயுவை 90°C வெப்ப நிலையிலுள்ள சில்வர் குளோரேட் மீது செலுத்தினால், குளோரின் டைஆக்சைடு கிடைக்கின்றது.

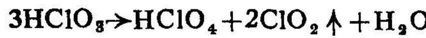


$$2AgClO_3+Cl_2 \xrightarrow{90°C} 2AgCl+2ClO_2\uparrow+O_2\uparrow$$

(2) பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சிறிது வெப்பநிலையில் வினையுறச் செய்தால், குளோரின் டைஆக்சைடு பெறப்படுகிறது.



$$KClO_3+H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4+HClO_3$$

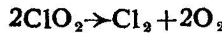


$$3HClO_3 \rightarrow HClO_4+2ClO_2\uparrow+H_2O$$

பண்புகள்

குளோரின் டைஆக்சைடு, மஞ்சள் நிறமும், கார நெடியுமுள்ள வாயுப் பொருளாகும். இதனைக் குளிரவைத்து, நீர்ம நிலையிலும், திண்ம நிலையிலும் பெறலாம். திண்ம நிலையில் இதன் படிகங்கள் ஆரஞ்சு நிறமாயுள்ளன.

இவ்வாயு சாதாரண வெப்பநிலையில் நிலையுற்றதாயுள்ளது. வெடிக்கும் தன்மையுள்ளது.



$$2ClO_2 \rightarrow Cl_2+2O_2$$

இது ஒரு திறன் மிக்க ஆக்சிகரணி. பாஸ்ஃபரஸ், கரி போன்ற பொருள்கள் இவ்வாயுவில் எரிகின்றன.

பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன் பாஸ்ஃபரத்தைக்கலந்து, நீரின் அடியில் வைத்து அடர்சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சிறிது சிறிதாக ஊற்றினால், வினையும் குளோரின் டைஆக்சைடுடன் பாஸ்ஃபரஸ் தீப்பற்றி எரியும். இந்நிகழ்ச்சியில் நீரின் அடியில் நெருப்பு இருப்பது போலத் தெரியும்.

குளோரின் டைஆக்சைடு நீரில் ஓரளவு கரையக் கூடியது. கரைசலில், குளோரஸ் அமிலம் (Chlorous acid), குளோரிக் அமிலம் (Chloric acid) இரண்டும் இருக்கின்றன. எனவே, இவ்வாயுவை ஒரு கலப்பு அமில நீரலி என அழைக்கிறோம்.



$$2ClO_2+H_2O \rightarrow HClO_2+HClO_3$$

இவ்வாயு, காரங்களுடன் வினையுறும் பொழுது, குளோரைட், குளோரேட் எனும் இரு உப்புக்களும் உருவாகின்றன.



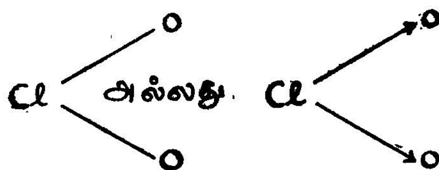
$$2ClO_2+2KOH \rightarrow KClO_2+KClO_3+H_2O$$



$$2ClO_2+2NaOH \rightarrow NaClO_2+NaClO_3+H_2O$$

அமைப்பு

குளோரின் டைஆக்சைடு மூலக்கூறின் அமைப்பை கீழ்க் கண்ட வடிவ வாய்பாடால் குறிக்கலாம்.



குளோரஸ் அமிலம் $[HClO_2]$

பேரியம் குளோரைட் கரைசலுடன் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் நீர்த்த நிலையில் குளோரஸ் அமிலமும், பேரியம் சல்ஃபேட் வீழ் படிவும் கிடைக்கின்றன. வீழ்படிவை வடிகட்டி, நீக்கிய பின் நீர்த்த குளோரஸ் அமிலத்தைப் பெறலாம்.



$$Ba(ClO_2)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HClO_2$$

இது மிகவும் நிலையற்றது. கரைசல் நிலையில் கூட இது தானாக ஆக்சிகரணம் (Auto oxidation) அடைந்து ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலமும், குளோரிக் அமிலமும் உள்ள கலவை யாக மாறுகின்றது.



$$2HClO_2 \rightarrow HOCl + HClO_3$$

இந்த அமிலம் ஒரு ஆக்சிகரணியாகும்.

குளோரைட்டுகள் (Chlorites)

குளோரின் டைஆக்சைடை காரக் கரைசல்களில் செலுத்து வதன் மூலம், குளோரைட்டுகளும், குளோரேட்டுகளும் உரு வாகின்றன. இவற்றைப் பின்ன படிகமாக்கல் முறையில் பிரித்து குளோரேட்டுகளைப் பெறலாம்.

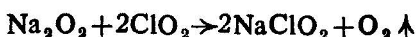


$$2NaOH + 2ClO_2 \rightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$$



$$2KOH + 2ClO_2 \rightarrow KClO_2 + KClO_3 + H_2O$$

குளோரின் டைஆக்சைடை, பர்ஆக்சைடுகள் உள்ள தொங்கல்களின் மூலம் செலுத்தி, குளோரைட் உப்புக்களைத் தயாரிக்கலாம்.

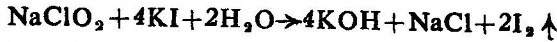


$$Na_2O_2 + 2ClO_2 \rightarrow 2NaClO_2 + O_2 \uparrow$$



$$BaO_2 + 2ClO_2 \rightarrow Ba(ClO_2)_2 + O_2 \uparrow$$

குளோரைட்டுகள், ஹைப்போ குளோரைட்டை விட நிலையானவை. குளோரைட்டுகளும், ஆக்சிகரணிகளாகச் செயல்படுகின்றன. அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினை வெளியேறச் செய்கின்றன.

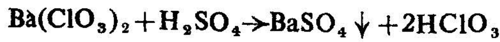


$$NaClO_2 + 4KI + 2H_2O \rightarrow 4KOH + NaCl + 2I_2 \uparrow$$

சோடியம் குளோரைட் நிறம் நீக்கியாகப் பயன்படுகிறது. லெட் குளோரைட்டை, சர்க்கரையுடன் சேர்த்து, தூண்டு வெடியாகப் (detonater) பயன்படுத்துகின்றனர்.

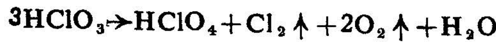
குளோரிக் அமிலம் ($HClO_3$)

பேரியம் குளோரேட் கரைசலுடன், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை வினையுறச் செய்தால் நீர்த்த குளோரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$Ba(ClO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HClO_3$$

பேரியம் சல்ஃபேட்டை வடிகட்டி நீக்கியபின், குளோரிக் அமிலக் கரைசலை, வெற்றிடச் சூழ்நிலையில், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் முன்னிலையில் காய்ச்சி வடித்தல் மூலம் 40 சதவீதக் கரைசலைப் பெறலாம். இதற்கு மேல் அடர்வாக்கினால் இது கீழ்க்கண்ட வினையின்படி சிதைவுறுகிறது.



$$3HClO_3 \rightarrow HClO_4 + Cl_2 \uparrow + 2O_2 \uparrow + H_2O$$

இந்த அமிலக் கரைசல் நிறமற்றது. கார நெடியுள்ளது. இது நிலையற்றதாகையால் சிறந்த ஆக்சிகரணியாக உள்ளது. இதில் காகிதம், பருத்தி போன்ற கரிமப் பொருள்கள் தீப்பற்றி எரிகின்றன.

குளோரேட்டுகள்

குளோரேட்டுகள் குளோரிக் அமிலத்தின் வருவிகளாகும். இவ்வகையினுள் பொட்டாசியம் குளோரேட் முக்கியத்துவம் வாய்ந்தது.

பொட்டாசியம் குளோரேட் ($KClO_3$)

தயாரித்தல்

(1) அதிக வெப்ப நிலையிலும், அடர்வு மிக்கதாயுமுள்ள பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலின் வழியாகக் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினால், பொட்டாசியம் குளோரைடும், பொட்டாசியம் குளோரேட்டும் உருவாகின்றன. இந்த உப்புக்களின் கரைதிறன்களில் அதிக வித்தியாசமிருப்பதால்,

இவற்றைப் பின்ன படிகமாக்கல் முறையில் எளிதில் பிரித்தெடுக்கலாம்.



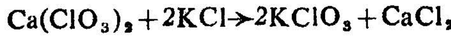
$$6KOH+3Cl_2 \rightarrow 5KCl+KClO_3+3H_2O$$

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள வினையின்படி எடுத்துக் கொண்ட பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடில் $\frac{1}{6}$ மட்டுமே பொட்டாசியம் குளோரேட்டாக மாற்றப்படுவதால் இம்முறை பெருமளவில் இந்த உப்பு தயாரிப்பதில் பயன்படுவதில்லை.

(2) கொதிக்கும் சுண்ணாம்பு நீரின் வழியாகக் குளோரினைச் செலுத்தினால் கால்சியம் குளோரேட் கிடைக்கின்றது. இது நீரில் கரைந்திருக்கும். இக்கரைசலுடன் பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், இரட்டைச் சிதைவு வினையினால் பொட்டாசியம் குளோரேட் விளைகின்றது. இதன் கரைதிறன் கரைசலிலுள்ள மற்ற உப்புகளை விடக் குறைவாக இருப்பதால், கரைசலைக் குளிர்ச்சி செய்தால் பொட்டாசியம் குளோரேட் படிகங்களாகப் பெறப்படுகின்றன.



$$6Ca(OH)_2+6Cl_2 \rightarrow 5CaCl_2+Ca(ClO_3)_2+6H_2O$$



$$Ca(ClO_3)_2+2KCl \rightarrow 2KClO_3+CaCl_2$$

(3) பல மின்முனைகள் நெருக்கமாக அமைக்கப்பட்டுள்ள மின்முறிகலத்தில், பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு, சுமார் 60°C வெப்ப நிலையில் மின்னோட்டம் செலுத்தப்படுகிறது. மின் முனைகள் நெருக்கமாக இருப்பதால், மின்னாற் பகுத்தலால் ஏற்படும் வினை பொருள்கள், ஒன்றுடன் ஒன்று வினையுற்று பொட்டாசியம் குளோரேட் உருவாகின்றது. இந்த உப்பு தயாரிப்பதில் இம்முறையே தற்காலத்தில் பின்பற்றப்படுகின்றது.



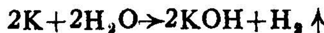
$$KCl \rightarrow K^+ + Cl^-$$



$$K^+ + e^- \rightarrow K$$



$$Cl^- \rightarrow Cl+e^-$$



$$2K+2H_2O \rightarrow 2KOH+H_2\uparrow$$



$$6KOH+3Cl_2 \rightarrow 5KCl+KClO_3+3H_2O$$

கடைசி வினையில் விளையும் பொட்டாசியம் குளோரைடு மீண்டும் மின்னாற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தப் படுகின்றது மின் பகு பொருளான பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலுடன் சிறிதளவு பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட் கலந்தால் பிறவிநிலை

ஹைட்ரஜன் பொட்டாசியம் குளோரேட்டை ஒடுக்குவதைத் தடுக்கின்றது. இதனால் பொட்டாசியம் குளோரேட்டின் விளைச்சலின் குறைவு தவிர்க்கப்படுகின்றது.

பண்புகள்

இது வெண்ணிறப் படிகப் பொருள். இதன் உருகு நிலை 370°C. இது சிறிதளவு நீரில் கரையக் கூடியது.

இதை வெப்பப்படுத்தினால் சிதைவடைகிறது. குறைந்த வெப்ப நிலையில் பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டும், பொட்டாசியம் குளோரைடும் உண்டாகின்றன.



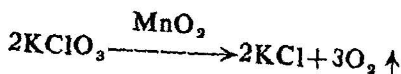
$$4KClO_3 \rightarrow 3KClO_4 + KCl$$

மேலும் வெப்பப்படுத்தினால் பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட் சிதைவடைந்து ஆக்சிஜனைத் தருகின்றது.



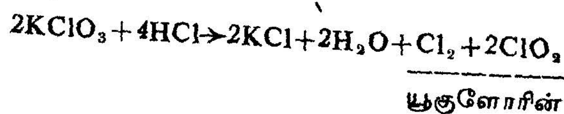
$$KClO_4 \rightarrow KCl + 2O_2 \uparrow$$

மாங்கனீச டைஆக்சைடின் (வினைவேக மாற்றி) முன்னிலையில், குறைந்த வெப்ப நிலையிலேயே பொட்டாசியம் குளோரேட் ஆக்சிஜனைத் தருகின்றது.



$$2KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

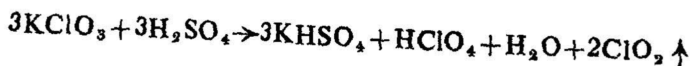
அடர் ஹைட்ரோக் குளோரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று, குளோரினும், குளோரின் டைஆக்சைடும் கலந்த வாயுக் கலவையை (யூகுளோரினை)த் தருகின்றது.



$$2KClO_3 + 4HCl \rightarrow 2KCl + 2H_2O + \underline{Cl_2 + 2ClO_2}$$

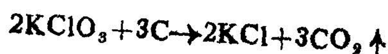
யூகுளோரின்

அடர் சல்ப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்றுக் குளோரின் டைஆக்சைடைத் தருகின்றது,



$$3KClO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3KHSO_4 + HClO_4 + H_2O + 2ClO_2 \uparrow$$

இது ஒரு சிறந்த ஆக்சிகரணியாகும். உருகிய பொட்டாசியம் குளோரேட்டில் சிறிதளவு கரித்துண்டைப் போட்டால் கரி, மிக்கத் தீவிரமாக எரிகின்றது.



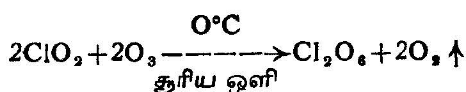
$$2KClO_3 + 3C \rightarrow 2KCl + 3CO_2 \uparrow$$

பயன்கள்

சோதனைச் சாலையில், ஆக்சிஜன் தயாரிப்பதில் இந்த உப்பு பயன்படுகிறது. பொட்டாசியம் குளோரேட் பெருமளவில், தீக்குச்சிகள், மத்தாப்புக்கள், வாணவெடிப்பொருள்கள், வெடிப் பொருள்கள் முதலியவை தயாரிப்பதில் பயன்படுகிறது. மருத்துவத்தில் வாய், தொண்டைப் புண்களைக் கழுவ, ஒரு தொற்று நீக்கியாகப் பயன்படுகிறது. பொட்டாசியம் குளோரேட்டிலிருந்துதான் மற்ற உலோக குளோரேட்டுகள் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

குளோரின் ஹெக்சாக்சைடு (Cl_2O_6)

குறைந்த வெப்பநிலையிலுள்ள (OC°) குளோரின் டைஆக்சைடும், ஓசோனும் கலந்துள்ள கலவையின் மீது சூரிய வெளிச்சம் பட்டால், குளோரின் ஹெக்சாக்சைடு உருவாகின்றது.



$$2ClO_2 + 2O_3 \xrightarrow[\text{சூரிய ஒளி}]{0°C} Cl_2O_6 + 2O_2 \uparrow$$

இது சிவப்பு நிறமுள்ள எண்ணெய் போன்ற நீர்மப் பொருளாகும். 3·5°C வெப்ப நிலையில் உறைந்து திண்மப் பொருளாகின்றது.

இது நிலையற்ற சேர்மம். வெகு எளிதில் சிதைவடைகிறது. எனவே இது ஒரு திறன் மிக்க ஆக்சிகரணியாகும்.



$$Cl_2O_6 \rightarrow Cl_2 + 3O_2$$

ஆனபோதிலும், குளோரின் டைஆக்சைடை விட வெடிக்கும் தன்மையில் தீவிரம் குறைந்தது.

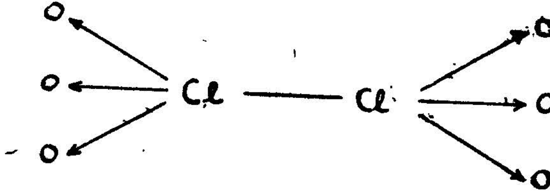
நீருடன் மிக்க தீவிரமாக வினையுற்று, குளோரிக், பெர்குளோரிக் அமிலக் கலவையைக் கொடுக்கின்றது. எனவே, இது ஒரு கலப்பு அமில நீரிலியாகும்.



$$Cl_2O_6 + H_2O \rightarrow HClO_3 + HClO_4$$

அமைப்பு

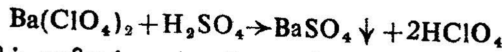
குளோரின் ஹெக்ஸாக்சைடு கீழ்க்கண்ட வடிவ வாய்பாடால் குறிப்பிடப்படுகிறது.



பெர்குளோரிக் அமிலம் ($HClO_4$)

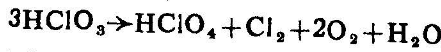
தயாரித்தல்

பேரியம் பெர்குளோரேட்டுடன் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைக் கலக்கும் பொழுது நீர்த்த பெர்குளோரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$Ba(ClO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HClO_4$$

குளோரிக் அமிலத்தைச் சூரிய ஒளியில் காண்பித்தால், அது தானாக ஆக்சிகரணம் அடைந்து பெர்குளோரிக் அமிலம் உருவாகின்றது.



$$3HClO_3 \rightarrow HClO_4 + Cl_2 + 2O_2 + H_2O$$

தற்காலத்தில் பிளாட்டின நேர்மின் முனைகளையும், காப்பர் எதிர் மின் முனைகளையும் பயன்படுத்தி, ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை மின் ஆக்சிஜனேற்ற வினைக்கு உட்படுத்தி பெர்குளோரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகின்றது.



$$4H_2O + HCl \rightarrow HClO_4 + 8H^+ + 8e^-$$

பண்புகள்

இது ஒரு நிறமற்ற, எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய பாகுத் தன்மையுள்ள நீர்மம். நீரில் கரையக் கூடியது. ஈரமான காற்றில் இந்த அமிலம் புகைகின்றது.

எளிதில் இது சிதைவடைகின்றது. இருட்டில் கூட தானாகவே சிதைவடைகின்றது.



$$HClO_4 \rightarrow HCl + 2O_2$$

செறிவுள்ள பெர்குளோரிக் அமிலம். ஓர் ஆக்சிகரணி. ஆனால் குளோரிக் அமிலத்தை விடச் சிறந்த ஆக்சிகரணியன்று. மேலும் நீர்த்த அமிலம் ஆக்சிகரணியாகச் செயல்படுவதில்லை.

குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு (Cl_2O_7)

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடுடன், தூய பெர்குளோரிக் அமிலத்தை வினையுறச் செய்தால், குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு கிடைக்கின்றது, இவ்வினையில் பெர்குளோரிக் அமிலம் நீர் நீக்கம் (Dehydration) அடைகின்றது.



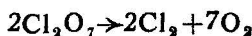
$$2HClO_4 + P_2O_5 \rightarrow Cl_2O_7 + 2HPO_3$$



$$2HClO_4 - H_2O \rightarrow Cl_2O_7$$

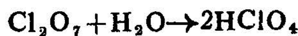
இது நிறமற்ற, எண்ணெய் போன்றதோர் நீர்மம். இது எளிதில் ஆவியாகக் கூடியது. மிக்க வெடிக்கும் தன்மையுள்ளது.

இதனைச் சூடேற்றினாலும், அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தினாலும், எளிதில் சிதைவடைகிறது.



$$2Cl_2O_7 \rightarrow 2Cl_2 + 7O_2$$

இது நீரில் கரைந்து பெர்குளோரிக் அமிலத்தைத் தருகின்றது. எனவே, இதனைப் பெர்குளோரிக் அமில நீரிலி எனக் கூறலாம்.

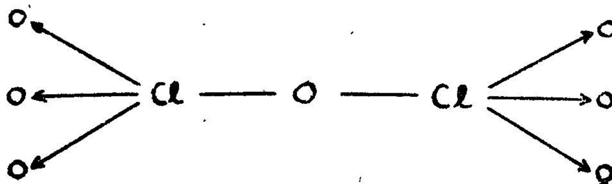


$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$$

இது ஆக்சிகரணியாகும்.

அமைப்பு

குளோரின் ஹெப்டாக்சைடைக் கீழ்க்கண்ட வடிவ வாய்பாடால் குறிக்கலாம்.



பெர்குளோரேட்டுகள்

பெர்குளோரிக் அமிலத்தின் வருவிகளை, பெர்குளோரேட்டுகள் என அழைக்கிறோம். பெர்குளோரிக் அமிலம், துத்தநாகம், இரும்பு இவற்றுடன் வினையுற்று அவற்றின் பெர்குளோரேட்டுகளைத் தருகின்றது.



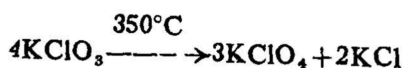
$$Zn + 2HClO_4 \rightarrow Zn(ClO_4)_2 + H_2 \uparrow$$



$$Fe + 2HClO_4 \rightarrow Fe(ClO_4)_2 + H_2 \uparrow$$

பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்

பொட்டாசியம் குளோரேட்டை 350°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினால் பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட், பொட்டாசியம் குளோரைடு இவற்றின் கலவை கிடைக்கின்றது.



$$4KClO_3 \xrightarrow{350°C} 3KClO_4 + 2KCl$$

இவ்விரு உப்புக்களுள் பொட்டாசியம் குளோரைடு நீரில் அதிக அளவில் கரைவதால், கலவையை நீரில் கழுவியபின் பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டைப் பெறலாம்.

பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டைச் சூடுபடுத்தினால், அது சிதைவடைந்து ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கின்றது.



$$KClO_4 \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} KCl + 2O_2 \uparrow$$

பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட் ஆல்கஹாலில் கரைவது இல்லை. இப்பண்பைப் பயன்படுத்தி ஒரு கரைசலிலுள்ள பொட்டாசியத்தின் அளவைக் கண்டறியலாம்.

மக்னீசியம் பெர்குளோரேட் $Mg(ClO_4)_2$

இது ஒரு வெண்ணிறப் படிகப் பொருளாகும். இது ஒரு சிறந்த உலர்த்தியாகும். மேலும் இது பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடைப் போல (P_2O_5) கண்ணாடியில் ஒட்டுவதில்லை.

பொதுவாக பெர்குளோரேட்டுகள் மற்ற குளோரின் ஆக்சி-உப்புகளை விட மிக்க நிலைத் தன்மையுடையன.

வினாக்கள்

1. கீழ் வரும் குளோரின் ஆக்சைடுகள் தயாரிப்பதை விவரித்து அவற்றின் பண்புகளை ஒப்பிடுக. (அ) ClO_2 (ஆ) Cl_2O_7

(செ. ப. செப்டம்பர் 65)

2. குளோரின் ஆக்சைடுகளைப் பற்றித் தொகுத்து வரைக.

(செ. ப. செப்டம்பர் 66)

3. குளோரின் மோனாக்சைடு தயாரிக்கும் விதத்தை விவரித்து அதன் சிறப்புப் பண்புகளை விவரிக்க.

(செ. ப. ஏப்ரல் 68)

4. ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம், (அ) ஆக்சிகரணியாக வும் (ஆ) குறைப்பானாகவும் செயல்படுவதைத் தகுந்த சான்று களுடன் விவரிக்க.

5. குளோரின் ஆக்சைடுகளையும், ஆக்சி-அமிலங்களையும் அட்டவணைப் படுத்துக.

6. குளோரின் ஆக்சைடுகளின் பெயர்களையும், அவற்றின் வடிவ வாய்பாடுகளையும் எழுதி, அவற்றின் பொதுவான சில பண்புகளைக் குறிப்பிடுக.

7. சலவைத் தூள் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படும் முறையை விவரிக்க. சலவைத் தூளின் பண்புகளும், பயன் களும் யாவை?

8. பொட்டாசியம் குளோரேட்டைப் பெருமளவில் தயாரிக் கும் ஏதாவதொரு முறையை விவரிக்க. இந்த உப்பின் பயன் களைக் குறிப்பிடுக.

(9) கீழ்க்காணும் வினைகளில், என்ன நிகழ்கின்றன என்பதைச் சரியான சமன்பாடுகளைக் கொடுத்து விவரிக்க.

(அ) குளோரினை நீர்த்த, குளிர்ந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலில் செலுத்துதல்.

(ஆ) குளோரினை செறிவுள்ள, வெப்பம் மிகுந்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலில் செலுத்து தல்.

(இ) குளோரினை, உலர்ந்த, நீர்த்த சுண்ணாம்பின் மீது செலுத்துதல்.

(ஈ) ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலத்தை வெப்பப் படுத்துதல்.

(உ) பொட்டாசியம் குளோரேட்டை வெப்பப் படுத்துதல்.

(ஊ) பொட்டாசியம் குளோரேட், அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினையுறுதல்.

10. சிறு குறிப்பு வரைக :—

(அ) யூகுளோரின்

(ஆ) தானாக ஆக்சிகரணம் அடைதல்

(இ) சலவைத் தூள்

(ஈ) பெறக் கூடிய குளோரின்

(உ) கலப்பு அமில நீரிலி

8. நைட்ரஜன்
(Nitrogen)

வரலாறு

முதன் முதலில் 1772-ம் ஆண்டில் ருதர்ஃபோர்டு என்ற விஞ்ஞானி நைட்ரஜனைக் கண்டு பிடித்தார். மூன்று ஆண்டுகள் கழித்து லெவாய்சியர் என்ற பிரெஞ்சு விஞ்ஞானி இதனை ஒரு தனிமம் என நிரூபித்தார். இவ்வாயு நைட்டர் என அழைக்கப் படும் கனிமத்திலிருந்து பெறக் கூடுமாதலால், இதற்கு 1823-ம் ஆண்டில் சேப்டல் (Chaptel) என்பவரால் நைட்ரஜன் எனப் பெயரிடப்பட்டது.

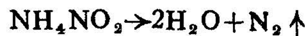
தோற்றம்

காற்றில் இவ்வாறு தனிமநிலையில் சுமார் 80 சத வீதம் உள்ளது. பிற தனிமங்களுடன் கூடிய சேர்மங்களாக இயற்கை யில் பல கனிமங்களாகவும் இருக்கின்றது. சால்ட்பீடர் (Saltpeter) சில்லி சால்ட்பீடர் (Chile saltpeter) என்ற கனிமங் கள் முறையே KNO_3, $NaNO_3$ என்ற சேர்மங்களாகும். உயிர் இனங்களின் (விலங்குகள், பயிர்கள்) திசுக்களில் ஒரு முக்கிய பகுதிப் பொருளாக உள்ளது.

தயாரித்தல்

இவ்வாயுவை,' சில நைட்ரஜன் சேர்மங்களிலிருந்தும், காற்றிலிருந்தும் எளிதாகப் பெறலாம்.

(1) அம்மோனியம் நைட்ரைட் என்ற சேர்மத்தைச் சூடாக்கினால் நைட்ரஜன் கிடைக்கின்றது.



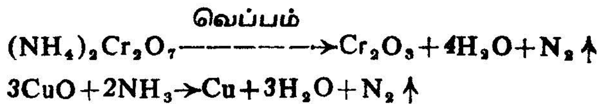
$$NH_4NO_2 \rightarrow 2H_2O + N_2 \uparrow$$

சோதனைச் சாலையில் சீராக நைட்ரஜனைப் பெறுவதற்கு சோடியம், நைட்ரைட், அம்மோனியம் குளோரைடு கலவை சூடாக்கப்படுகிறது.



$$NaNO_2 + NH_4Cl \rightarrow NaCl + 2H_2O + N_2 \uparrow$$

(2) அம்மோனியம் டைகுரோமேட்டை சூடுபடுத்தியும், குப்ரிக் ஆக்சைடு மீது, அம்மோனியா வாயுவைச் செலுத்தியும் நைட்ரஜனைப் பெறலாம்.

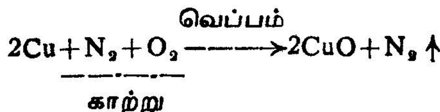


$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} Cr_2O_3 + 4H_2O + N_2 \uparrow$$

$$3CuO + 2NH_3 \rightarrow Cu + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

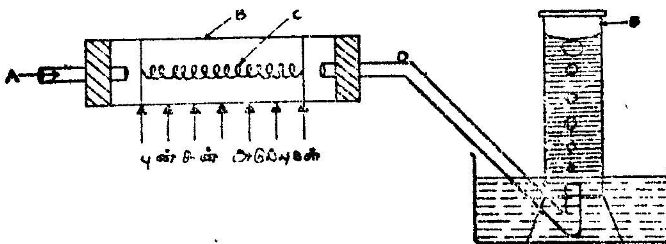
(3) சோதனைச் சாலையில் காற்றிலிருந்து நைட்ரஜனைப் பின்வருமாறு பிரித்தெடுக்கலாம்.

கார்பன்டைஆக்சைடு, ஈரம், நீக்கப்பட்ட உலர்ந்த காற்றை (A) மெதுவாகப் படத்தில் காட்டியபடி ஒரு எரிகுழாயின் (B) வழியாகச் செலுத்து. எரிகுழாயில் காப்பர் கம்பி வலைச் சுருளைப் (C) பொருத்தி, அதனைச் சூடேற்று. காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜன், காப்பருடன் வினையுறும். மீதமுள்ள நைட்ரஜன் வாயு மட்டும் எரி குழாயின் மறு முனை (D) வழியாக வெளியேறும்.



$$\underbrace{2Cu + N_2 + O_2}_{\text{காற்று}} \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} 2CuO + N_2 \uparrow$$

இவ்வாறு வெளியேறிய நைட்ரஜன் வாயுவை (E) நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கலாம்.



படம் 16

வியாபார முறையில் தயாரித்தல்

பெருமளவில் நைட்ரஜன், காற்றிலிருந்தே தயாரிக்கப்படுகின்றது. காற்றில் சுமார் 80 சதவீதம் நைட்ரஜன் உள்ளது. எஞ்சியுள்ளதில் பெரும் பகுதி ஆக்சிஜனாகும். எனவே காற்றை நீர்ம நிலையில் பெற்றால் அது, நீர்ம நைட்ரஜன், நீர்ம ஆக்சிஜன், இவற்றின் கலவையாக இருக்கும். இவ்விரு நீர்மங்களுக்கும்

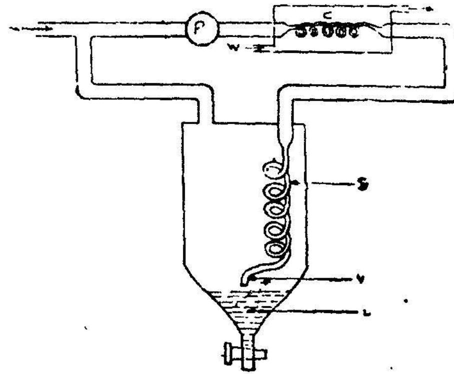
கொதிநிலையில் சுமார் 13°C வித்தியாசமிருப்பதால் கலவையைப் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் மூலம் பிரித்தெடுக்கலாம்.

காற்றை நீர்ம நிலையில் பெறுவதற்கு இரண்டு செயல் முறைக் கொள்கைகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

(1) லிண்டே முறை

அதிக அழுத்த நிலையிலுள்ள வாயுவை ஒரு சிறு துளை வழியாக, அழுத்தம் குறைவாக உள்ள இடத்திற்குச் செலுத்தினால் வாயு விரிவடையும். அதாவது, வாயிலிலுள்ள மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயுள்ள தூரம் அதிகரிக்கும். இதனால் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே ஈர்ப்பு ஆற்றலை எதிர்த்து, அவைகளைப் பிரிப்பதற்கு வேண்டிய ஆற்றலை வாயு செலவிடுவதால், அதன் வெப்பநிலை குறைகின்றது. இந்த விளைவை ஜோல்-தாம்சன் விளைவு (Joule-Thompson effect) என்கிறோம்.

இவ்வினையினால், வெளியேறும் காற்றின் வெப்ப நிலை குறைகின்றது. இவ்வினையைப் பலமுறை திரும்பத் திரும்பச் செய்தால் காற்றை நீர்ம நிலையில் பெறமுடியும். லிண்டே முறையில் ஜோல்-தாம்ஸன் விளைவைப் பயன்படுத்திக் காற்றை நீர்மமாகப் பெறுகிறோம்.



படம் 17

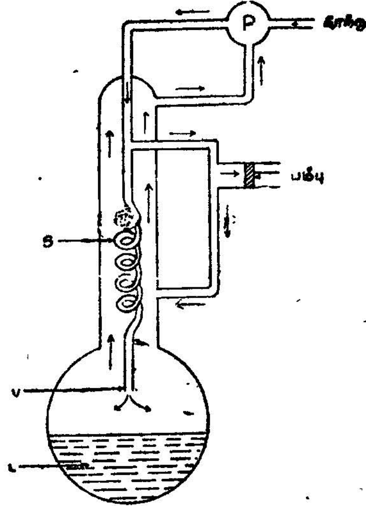
படத்தில் காட்டியபடி P என்னுமிடத்தில் உலர்ந்த காற்று 100 வாயு மண்டல அழுத்தத்திற்கு, அழுத்தப்படுகிறது. இதனால் காற்றின் வெப்ப நிலை ஏறுகிறது. இந்த அதிக அழுத்தத்திலுள்ள காற்று C என்ற செம்புச்சுருள் குழாய் வழியாகச் செல்கிறது. இக்குழாயைச் சுற்றி நீர் (W) செலுத்தப்படுவதால், காற்றிலுள்ள

வெப்பம் நீருக்கு மாற்றப்படுகிறது. இவ்வாறு குளிர்விக்கப்பட்ட காற்று S என்ற செம்புச் சுருள் வழியாகச் சென்று, V என்ற சிறு துளையின் மூலம் வெளியேறி, ஒரு வாயு மண்டல அழுத்த நிலையை அடைகிறது. ஜோல்-தாம்சன் விளையினால் காற்று குளிர்வடைகிறது. இக்காற்று வெளியேறும் பொழுது S சுருள் வழியாகவரும் காற்றைக் குளிர்வடையச் செய்கின்றது. இம்முறையைப் பலதடவை செய்யும்பொழுது சிறு துளைவழியாக V வரும் காற்றின் வெப்ப நிலை குறைந்து கொண்டே வந்து, நீர்மமாக மாறி, சாதனத்தின் கீழ் (L) சேருகின்றது.

(2) கிளாட் முறை

கிளாட் என்பவர், காற்றை வெப்பம் மாறுத நிலையில் (Adiabatic) பெருக்கமடையச் செய்தால், அதன் வெப்பம் குறைவதைக் கண்டார். காற்றைச் சுமார் 200 வாயு மண்டலத்திற்கு அழுத்தி, பிறகு சாதனத்தில் விரியவிடும் பொழுது, அது வாயு மண்டல அழுத்தத்தை எதிர்த்து வேலை செய்கிறது. இதன் விளைவாக மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல் (Kinetic energy) குறைவடைந்து காற்றின் வெப்பநிலை குறைகிறது.

உள்ளே அதிக அழுத்தத்தில் வரும் காற்று இரண்டு பிரிவாகப் பிரிந்து, ஒரு பிரிவு பம்பினுள் சென்று, விரிந்து, உந்து



படம் 18

தண்டை (Piston) வெளியே தள்ளி வேலை செய்வதால், குளிர்ச்சியடைந்து, மற்ற பிரிவில் வரும் காற்றைக் குளிர்விக்கிறது.

இவ்வாறு குளிர்ந்த காற்றை ஒரு சிறு துளைவழியாக வெளியேற்றினால் ஜோல் - தாம்சன் விளைவால் மீண்டும் குளிர்ச்சியடைகிறது.

கிளாட் சாதனத்தில் உலர்ந்த காற்றை அதிக அழுத்தத்தில் P செலுத்தி, அதனை இரண்டு பிரிவுகளாகப் பிரித்து, ஒரு பிரிவு பம்பினுள் செலுத்தப்படுகிறது. பம்பிலுள்ள, உந்து தண்டைத் தள்ளும் வினையில், வெப்பம் மாறாத நிலையில் காற்று விரிவடைவதால், அது குளிர்வடைகிறது. பம்பிலிருந்து வரும் காற்று S குழாயினுள் வரும் மற்றொரு பகுதி காற்றைக் குளிரச் செய்கின்றது. குழாயிலிருந்து வரும் காற்று சிறு துளையின் மூலம் V வெளியேறும் பொழுது மேலும் குளிர்ச்சியடைகின்றது. இம்முறையைப் பலமுறை திரும்பத் திரும்பச் செய்வதனால், காற்று நீர்ம நிலையை அடைந்து அடியில் (L) படுகின்றது.

நீர்மக் காற்றின் பெரும் பாகம், நீர்ம நிலையிலுள்ள, நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் இவற்றின் கலவையாகும்.

நீர்ம ஆக்சிஜனின் கொதிநிலை : – 183°C

நீர்ம நைட்ரஜனின் கொதிநிலை : – 196°C

இந்த நீர்மக் காற்றைத் தகுந்த பகுப்புக் கோபுரங்கள் (Fractionating towers) பொருத்தப்பட்டுள்ள சாதனத்தில் பின்னக் காய்ச்சி வடித்துப் பகுத்து, நீர்ம நைட்ரஜன் வியாபார முறையில் பெறப்படுகிறது.

பண்புகள்

இது, நிறம், மணம் சுவையற்ற வாயு. நிலையிலுள்ள தனிமம். காற்றை விடச் சிறிதளவு லேசானது. இது நீரில் மிகச் சிறிய அளவில் கரையக் கூடியது. இதனைக் குளிரச் செய்து – 196°C கொதிநிலையுள்ள நிறமற்ற நீர்மமாகவும், —211°C உருகு நிலையுள்ள நிறமற்ற திண்மப் பொருளாகவும் பெறலாம். இந்த வாயு நச்சுத் தன்மையற்றது.

நைட்ரஜன் வாயு எரிவதில்லை. சாதாரணமாகப் பிற பொருள்கள் எரிவதற்கும் துணை புரிவதில்லை. ஆனால் எரியும் மக்னீசியமும், அலுமினியமும், அதிக வெப்பத்தை வெளியிட்டு நைட்ரஜனுடன் கூடுவதால் இந்த உலோகங்கள் நைட்ரஜனில் தொடர்ந்து எரிகின்றது.



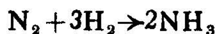
$$3\,Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$



$$2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$$

நைட்ரஜன் ஒரு மந்தத் தனிமம். மற்ற தனிமங்களுடன் எளிதில் கூடுவதில்லை. மிக அதிக அழுத்தத்தில், அல்லது அதிக வெப்ப நிலையில், அல்லது வினை வேகமாற்றிகளின் முன்னிலையில் ஒரு சில தனிமங்களுடன் வினை புரிகின்றது.

சுமார் 450°C வெப்ப நிலையில், வினை வேகமாற்றியின் முன்னிலையில், நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜனுடன் கூடி அம்மோனியா வாயுவைத் தருகிறது.



$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் அடங்கிய கலவையில் மின் பொறிகள் செலுத்தப்பட்டால் நைட்ரிக் ஆக்சைடு உருவாகின்றது.

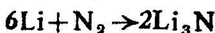


$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$

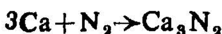
அதிக வெப்ப நிலையில், போரான், லித்தியம், கால்சியம் போன்ற தனிமங்களுடன் கூடி நைட்ரைடுகளைத் தருகின்றது.



$$2B + N_2 \rightarrow 2BN$$

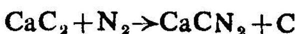


$$6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$$



$$3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2$$

கால்சியம் கார்பைடு (CaC_2) என்ற சேர்மத்தை நைட்ரஜனுடன் சேர்த்து சுமார் 700°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால், கால்சியம் சயனமைடு என்ற சேர்மம் கிடைக்கின்றது.



$$CaC_2 + N_2 \rightarrow CaCN_2 + C$$

கால்சியம் சயனமைடு, அம்மோனியா வாயு தயாரிப்பதிலும், ஒரு சிறந்த செயற்கை உரமாகவும் பயன்படுகின்றது.

கிளர்வுற்ற நைட்ரஜன்

அழுத்தம் குறைவான நிலையில், நைட்ரஜன் வாயுவை மின் பாய்ச்சலுக்கு (Electrical discharge) உட்படுத்தினால், கிளர்வுற்ற நைட்ரஜன் கிடைக்கின்றது. இது மிக்க வீரிய முடையதாகையால், சோடியம், ஆர்சனிக் போன்ற தனிமங்களுடன் எளிதில் கூடி நைட்ரைடுகளைத் தருகின்றது. இது நைட்ரஜன் அணுக்களும் மிகுந்த ஆற்றலைப் பெற்றுள்ள நைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளும் கலந்துள்ள ஒரு கலவைப் பொருளெனக் கருதப்படுகின்றது.

பயன்கள்

பெருமளவில் நைட்ரஜன், அம்மோனியா, நைட்ரிக் அமிலம், கால்சியம் சயனமைடு போன்ற சேர்மங்கள் தயாரிப்பதில் பயன்படுகிறது. சில சிறப்பு தெர்மா மீட்டர்கள் தயாரிப்ப

திலும், மின் விளக்குகள் தயாரிப்பதிலும் நைட்ரஜன் வாயுப்பயன்படுகிறது.

நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்
(Fixation of Nitrogen)

காற்றில் சுமார் 80 சத வீதம் நைட்ரஜன் உள்ளது. இந்த நைட்ரஜனை, நைட்ரஜன் சேர்மங்களாக மாற்றி, நிலத்தில் நிலைக்கச் செய்வதற்கு 'நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்' என்று பெயர். இயற்கையில் ஓரளவிற்கு இது நிகழ்கின்றது. தற்காலத்தில் அதிக அளவில், இரசாயன உரங்களை உற்பத்தி செய்வதற்கும், பல முக்கிய நைட்ரஜன் சேர்மங்களைப் பெறுவதற்கும், செயற்கை முறையிலும் நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தப்படுகின்றது.

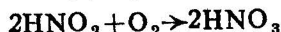
இயற்கை முறைகள்

மேகங்கள் நிலை மின்னோட்டத்தை (Static electrical charges) பெற்றுள்ளன. மாறுபட்ட மின்னோட்டத்தைப் (Opposite charges) பெற்றுள்ள மேகங்கள் ஒன்றையொன்று நெருங்கும் பொழுது மின் பாய்ச்சல்கள்(Electrical discharges) ஏற்படுகின்றன. இதனையே இடி, மின்னல் என அழைக்கின்றோம்.

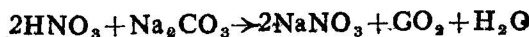
வாயு மண்டலத்தில் மின்னல் ஏற்படும் பொழுது காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனும், நைட்ரஜனும் ஒன்று கூடி நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகிறது. நைட்ரிக் ஆக்சைடு, மேலும் ஆக்சிஜனுடன் கூடி நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு உண்டாகிறது. இவ்வாயுச் சேர்மம் மேகத்திலுள்ள நீர்த்துளிகளுடன் வினையுற்று நைட்ரிக் அமிலமும், நைட்ரஸ் அமிலமும் உருவாகின்றன. நைட்ரஸ் அமிலம், எளிதில் ஆக்சிகரணம் அடைந்து நைட்ரிக் அமிலமாக மாறுகின்றது. இவ்வினைகளைக் கீழ்க்காணும் சமன்பாடுகளால் குறிக்கலாம்.


$$N_2+O_2 \rightarrow 2NO$$

$$2NO+O_2 \rightarrow 2NO_2$$

$$2NO_2+H_2O \rightarrow HNO_3+HNO_2$$

$$2HNO_2+O_2 \rightarrow 2HNO_3$$

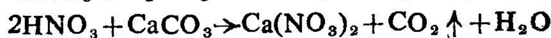
இவ்வாறு உருவான நைட்ரிக் அமிலம், மழை நீருடன் கலந்து மிகமிக நீர்த்த அமிலமாக பூமியின் மேற்பரப்பையடைகின்றது. பூமியிலுள்ள பல வித காரக் கனிமப் பொருட்களுடன் நைட்ரிக் அமிலம் வினை புரிந்து நைட்ரேட் உப்புக்களைத் தருகின்றது.



$$2HNO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaNO_3 + CO_2 + H_2O$$



$$2HNO_3 + K_2CO_3 \rightarrow 2KNO_3 + CO_2 + H_2O$$



$$2HNO_3 + CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$$

இம்முறையில் காற்றிலுள்ள நைட்ரஜன் வாயு, கனிமப் பொருள்களாக நிலைப்படுத்தப்படுகின்றன.

லெகுமின்ஸ் (Leguminous) குடும்பத்தைச் சேர்ந்த தாவர வர்க்கங்களும் (உ.ம்-அவரை) இயற்கையில் நைட்ரஜனை நிலைப் படுத்துதலில் பங்கேற்கின்றன. இத்தாவரங்களின் வேர்ப்பகுதி களில் சிம்பயாடிக் பாக்டீரியாக்கள் (Symbiotic bacteria) என அழைக்கப்படும் ஒரு வகை நுண் உயிர்ப் பொருள்கள் வாழ் கின்றன. இவை காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனை உறிஞ்சி, நைட்ரஜன் சேர்மங்களாக மாற்றுகின்றன. இச்சேர்மங்களை எளிதில் அத்தாவரங்கள் ஏற்றுக் கொள்கின்றன. இம்முறையில் சிம்ப யாடிக் பாக்டீரியாக்கள் நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல் நிகழ்ச்சி யில் பெரும் பங்கேற்கின்றன.

செயற்கை முறைகள்

முதல் உலக யுத்தத்தின் பொழுது (1914—1918) ஜெர்மனி யுடனுள்ள வாணிபத் தொடர்புகளை மற்ற நாடுகள் துண்டித்துக் கொண்டன. இதனால் ஜெர்மானியர்கள் இயற்கையில் கிடைக் கும் நைட்ரேட்களைத் தங்கள் நாட்டில் இறக்குமதி செய்ய முடிய வில்லை. எனவே காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனை, சேர்மமாக மாற்றி நிலைப்படுத்தலில், ஆராய்ச்சி செய்து வெற்றியும் கண்டனர். தற்காலத்தில் நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதலில், பயன்படுத்தப் படும் செயற்கை முறைகளில் முக்கியமானவைகளாவன.

1. பெர்க்லாண்டு—ஐடு முறை

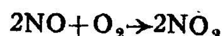
இம்முறையில் காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனும், நைட்ரஜனும் ஒரு மின் வில்லின் (4000°C) வழியாகப் பாய்ச்சப்படு கின்றது. இந்தச் சூழ்நிலையில் இரு தனிமங்களும் ஒன்றாகக் கூடி நைட்ரிக் ஆக்சைடு என்ற சேர்மம் உருவாகின்றது.



$$N_2 + O_2 \xrightarrow{4000°C} 2NO$$

இந்த ஆக்சைடு மீண்டும் ஆக்சிஜனுடன் வினையுற்று நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு உண்டாகிறது. இதனை நீரில் கரைத் தால், நைட்ரிக் அமிலமும், நைட்ரஸ் அமிலமும் கலந்துள்ள கலவை கிடைக்கின்றது. நைட்ரஸ் அமிலம் எளிதில் ஆக்சி

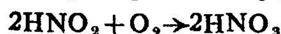
கரணம் அடைந்து நைட்ரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது. இந்த அமிலத்தைப் பயன்படுத்தி பலவகை நைட்ரேட் உப்புக்கள் செய்யப்படுகின்றன.



$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$



$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$



$$2HNO_2 + O_2 \rightarrow 2HNO_3$$

2. ஹேபர் முறை

வாயு மண்டலத்திலுள்ள நைட்ரஜனைப் பிரித்தெடுத்து அதனுடன் 1 : 3 என்ற விகிதத்தில் ஹைட்ரஜன் வாயு கலக்கப் படுகின்றது. இக்கலவையை, மிக்க அழுத்தத்தில் 500°C வெப்ப நிலையில், தகுந்த வினைவேக மாற்றிகளின் வழியாகப் பாய்ச்சும் பொழுது அம்மோனியா என்ற சேர்மம் உருவாகின்றன.



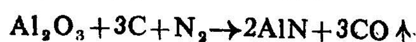
$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

அம்மோனியாவிலிருந்து பல வித செயற்கை உரங்களும், நைட்ரிக் அமிலமும் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

3. செர்பெக் முறை

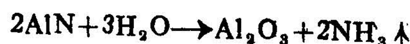
அலுமினிய உலோகத்தின் முக்கிய தாதுப் பொருளான அலுமினாவை (Al_2O_3) சுத்தப்படுத்தும் ஒரு முறையில், நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தப்படுகிறது.

பொடி செய்யப்பட்ட அலுமினாவை, கார்பனுடன் சேர்த்து நைட்ரஜனுடன், 1800°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடுபடுத்தினால், அலுமினியம் நைட்ரைடு உண்டாகிறது.



$$Al_2O_3 + 3C + N_2 \rightarrow 2AlN + 3CO \uparrow$$

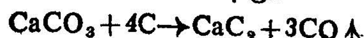
அலுமினாவிலுள்ள மாசுப் பொருள்கள் வினையுறுவதில்லை. அலுமினிய நைட்ரைடை அதிக வெப்ப நிலையிலுள்ள நீராவி யுடன் வினையுறச் செய்தால் தூய அலுமினா (Al_2O_3) கிடைக்கின்றது. இவ்வினையில் அம்மோனியா வாயு உடன் விளைவுப் பொருளாகக் கிடைக்கின்றது.



$$2AlN + 3H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 2NH_3 \uparrow$$

4. சயனமைடு முறை

சுண்ணாம்புக் கல்லைச் சுட்ட கரியுடன் கலந்து மின் உலை களில் சுமார் 3000°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினால் கால்சியம் கார்பைடு உண்டாகிறது.



$$CaCO_3 + 4C \rightarrow CaC_2 + 3CO \uparrow$$

கால்சியம் கார்பைடை நன்கு பொடி செய்து மின் உலைகளில், சுமார் 1100°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றி, இதன்மீது காற்றிலிருந்து பிரித்து எடுக்கப்பட்ட நைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால், கால்சியம் சயனமைடு ($CaCN_2$) கிடைக்கின்றது.



$$CaC_2+N_2 \rightarrow CaCN_2+C$$

கால்சியம் சயனமைடு சிறந்த செயற்கை உரமாகப் பயன்படுகிறது. இதற்கு நைட்ரோலியம் எனப் பெயர்.

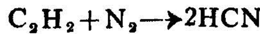
கால்சியம் சயனமைடுடன் அதிக அழுத்தத்திலும், அதிக வெப்பத்திலுமுள்ள நீராவியை வினையுறச் செய்தால், அம்மோனியா கிடைக்கின்றது.



$$CaCN_2+3H_2O \rightarrow CaCO_3+2NH_3$$

5. சயனைடு முறை

அசிட்டிலின் என்ற கரிம வாயுச் சேர்மத்துடன், காற்றிலிருந்து பெறப்பட்ட நைட்ரஜன் வாயுவைக் கலந்து, அதிக வெப்ப நிலைக்கு, தகுந்த வினைவேக மாற்றிகளின் முன்பு சூடுபடுத்தினால், ஹைட்ரஜன் சயனைடு உண்டாகிறது.



$$C_2H_2+N_2 \rightarrow 2HCN$$

இவ்வாறாகப் பலமுறைகளில் இயற்கையில் கிடைக்கும் வாயு, பயன்படும் சேர்மங்களாக நிலைப்படுத்தப்படுகின்றது.

நைட்ரஜன் சுற்று
(Nitrogen cycle)

காற்றிலுள்ள நைட்ரஜன், இயற்கையாலும், செயற்கையாலும் நிலைப்படுத்தப்பட்டு, கனிம நைட்ரஜன் சேர்மங்களாக மாற்றப்படுகின்றன. இதனால் காற்றில் நைட்ரஜனின் சதவீதம் குறையும். ஆனபோதிலும், நிலைப்படுத்தப்பட்ட கனிம நைட்ரஜன் சேர்மங்கள் இயற்கையில் வெவ்வேறு வினைகளுக்கு உட்படுத்தப்பட்டு மீண்டும், நைட்ரஜன் வாயுவாக விடுபட்டு காற்றுடன் கலக்கின்றது. இதனால் காற்றில் நைட்ரஜனின் சதவீதம் எவ்வித மாறுதலும் அடையாமல், ஒரே நிலையில் (80%) இருக்கின்றது. இவ்வாறு நைட்ரஜன் அடையும் பலவித சுற்று வினைகளுக்கு நைட்ரஜன் சுற்று எனப் பெயர்.

காற்றிலுள்ள நைட்ரஜன் இயற்கையாகவும், செயற்கையாகவும் நிலைப்படுத்தப்பட்டு நைட்ரேட்களாகவும், நைட்ரைடு

களாகவும், அம்மோனியா உப்புக்களாகவும் மாறுகின்றது. இவ்வாறு உருவான கனிம நைட்ரஜன் சேர்மங்களின் ஒரு சிறு பகுதி, நைட்ரஜனை விடுவிக்கும் பாக்டீரியா (Denitrifying Bacteria) என அழைக்கப்படும் நுண் உயிர் பொருள்களால், சில உயிர் வேதி வினைகளுக்கு உட்படுத்தப்பட்டு நைட்ரஜன் வாயு வெளியேற்றப்படுகிறது. இந்த வாயு காற்றுடன் கலக்கிறது. கனிம நைட்ரஜன் உப்புக்களில், பெரும்பகுதி, தாவரங்களால் உணவுப் பொருளாக வேர்த் துளிகளின் மூலம் கிரகிக்கப்படுகின்றது. இந்த நைட்ரஜன் கனிமச் சேர்மங்கள், தாவரங்களில் நடைபெறும். உயிர் வேதி வினைகளில் (Bio-chemical Reactions) நைட்ரஜனைப் பெற்றுள்ள கரிமப்பொருள்களாக மாற்றப்படுகின்றன. அவற்றுள் புரதங்கள் என அழைக்கப்படும் ஒருவகை கரிமச் சேர்மங்கள் முக்கியமானவைகளாகும்.

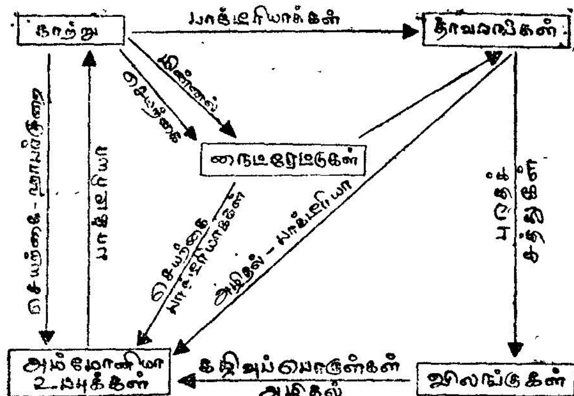
மனிதன் உட்பட எல்லா விலங்கினங்களும், வளர்வதற்கு புரதங்கள் மிக அவசியமாகும். எனவே தாவரங்களில் உருவாகும் புரதங்களை, விலங்கினங்கள் உட்கொண்டு, வளர்கின்றன. விலங்குகளில் ஏற்படும் உயிர் வேதி வினைகளால் புரதங்கள் சில மாறுதல்களையடைந்து பல்வகை நைட்ரஜன் கரிமச் சேர்மங்களாக மாறுகின்றன.

விலங்குகளின் கழிவுப் பொருள்கள் மண்ணில் விழுகின்றன. இவற்றில் நைட்ரஜன் கரிமச் சேர்மங்கள் உள்ளன. மேலும் விலங்குகளும், தாவரங்களும் இறந்தபின் பூமியின் மேற்பரப்பில் நைட்ரஜன் கரிமச் சேர்மங்களாக எஞ்சி இருக்கின்றன.

இந்தக் கரிம நைட்ரஜன் சேர்மங்களில் ஓர் பகுதி அம்மோனியாவாக்கும் பாக்டீரியாக்கள் (Ammonifying Bacteria) என அழைக்கப்படும் ஒருவகை நுண் உயிர் பொருள்களால் எளிதில் நீரில் கரையக்கூடிய கரிம அம்மோனியா சேர்மங்களாக மாற்றப்படுகின்றன. இந்த அம்மோனியா உப்புக்களின் ஒரு பகுதி தாவரங்களால் உணவுப் பொருளாக ஏற்றுக்கொள்ளப்படுகின்றன. கரிம நைட்ரஜன் சேர்மங்களின் மற்ரொரு பகுதி நைட்ரஜனை விடுவிக்கும் பாக்டீரியாக்களால் வினையுற்று நைட்ரஜன் விடுவிக்கப்படுகிறது. இவ்வாயு காற்றுடன் ஒன்ருகக் கலந்துவிடுகிறது. அம்மோனி உப்புக்களின் ஒரு பகுதியும், நைட்ரஜனை விடுவிக்கும் நுண்

உயிர் கிருமிகளால் விளைவுற்று, நைட்ரஜன் வாயுவை வெளி விடுகின்றது. இதுவும் காற்றுடன் கலக்கின்றது.

இயற்கையில் நைட்ரஜனுக்கு நிகழும் நைட்ரஜன் சுற்றைக் கீழ்க்காணும் படம் விளக்குகின்றது.



படம் 19

இயற்கையில் நடைபெறும் நைட்ரஜன் சுற்று, தாவர இனங்கள் வாழ, விலங்கினத்தின் உதவியையும், விலங்கினங்கள் வாழத் தாவர இனத்தின் உதவியையும், வற்புறுத்துவதாய் அமைந்துள்ளது.

வினாக்கள்

1. சோதனைச் சாலையில் நைட்ரஜன் தயாரிக்கப் பயன்படும் வினைகளைத் தொகுத்து எழுதி, ஒரு முறையை விவரிக்க.
2. பேரளவில் நைட்ரஜன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது?
3. காற்றை நீர்மமாக்கும் முறைகளில் பயன்படும் தத்துவங்களை விவரிக்க.
4. நைட்ரஜனின் பண்புகள், பயன்கள் யாவை?
5. நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல் என்றால் என்ன? இயற்கையில் இது எவ்வாறு நிகழ்கின்றது?
6. செயற்கை முறையில், நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தும் முறைகளைத் தொகுத்து வரைக.

7. காற்றில் நைட்ரஜனின் சத வீதம் ஒரே அளவா யிருக்கக் காரணம் என்ன? இயற்கையில் நடைபெறும் நிகழ்ச்சிகளை விவரிக்க.

8. குறிப்பு வரைக.

(அ) ஜோல்-தாம்சன் விளைவு

(ஆ) நைட்ரஜன் சுற்று

(இ) நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்

(ஈ) சிம்பயோடிக் பாக்டீரியா.

9. நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகளும், ஆக்சி-அமிலங்களும்

(Oxides and Oxy-acids of Nitrogen)

நைட்ரஜன் ஒன்றிலிருந்து ஐந்து வரை இணை திறன்களை யுடையது. இத்தனிமம் ஆக்சிஜனுடன் கூடி ஐந்து ஆக்சைடு களைத் தருகின்றது. நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகளின் பெயர்களும், அவற்றின் மூலக்கூறுவாய்பாடுகளும், இச்சேர்மங்களில் நைட் ரஜனின் இணைதிறனும் கீழே அட்டவணைப் பொருத்தப் பட்டுள்ளன.

எண்	நைட்ரஜன் ஆக்சைடின் பெயர்	மூலக்கூறு வாய்பாடு	நைட்ரஜனின் இணைதிறன்
1	நைட்ரஸ் ஆக்சைடு	N_2O	1
2	நைட்ரிக் ஆக்சைடு	NO	2
3	நைட்ரஜன் டிரை ஆக்சைடு	N_2O_3	3
4	நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு	NO_2	4
5	நைட்ரஜன் பென்டாக்சைடு	N_2O_5	5

நைட்ரஸ் ஆக்சைடு (N_2O)

தயாரித்தல்

அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைச் சூடு செய்தால் நைட்ரஸ் ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது.

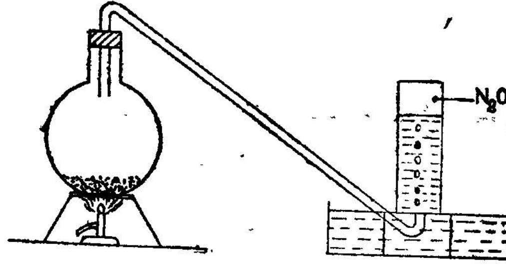


$$NH_4NO_3 \rightarrow 2H_2O + N_2O \uparrow$$

இந்த வினை சில சமயங்களில் கட்டுக் கடங்காத வேகத்தில் நிகழ்வதால் அம்மோனியம் சல்ஃபேட், சோடியம் நைட்ரேட் உப்புக்களின் கலவையைச் சூடு செய்தால் சீரான வேகத்தில் வினை நிகழ்கின்றது.



$$(NH_4)_2SO_4+2NaNO_3 \rightarrow Na_2SO_4+4H_2O+2N_2O\uparrow$$



படம் 20

ஒரு குடுவையில் அம்மோனியம் சல்ஃபேட், சோடிய நைட்ரேட் உப்புக்களின் திண்மக் கலவையை எடுத்துக் கொள். படத்தில் காட்டியபடி, ஒரு துளை அடைப்பானல் குடுவையை மூடி, துளையின் வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயைப் பொருத்து. போக்குக் குழாயின் முனையை, வென்னீர் நிரம்பிய (நைட்ரஸ் ஆக்சைடு குளிர்ந்த நீரில் கரையக் கூடியது) தொட்டியிலுள்ள துளைமேடையில் அடியிலிருக்குமாறு அமைத்துக் கொள். வென்னீர் நிரம்பிய வாயு ஜாடியை துளைமேடை மேல் கவிழ்த்து வைத்து, குடுவையிலுள்ள திண்மக் கலவையைச் சூடேற்றினல், நைட்ரஸ் ஆக்சைடு நீரின் கீழ்' முகப் பெயர்ச்சியால், வாயு ஜாடியில் சேகரிக்கலாம்.

ஹைட்ராக்சைல் அமீன் ஹைட்ரோ குளோரைடு (Hydroxylamine Hydro Chloride) என்ற திண்மப் பொருளுடன், சோடியம் நைட்ரைட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்துச் சூடாக்கினல், தூய நைட்ரஸ் ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது.

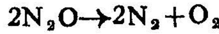


$$NH_2OH \cdot HCl+NaNO_2 \rightarrow NaCl+2H_2O+N_2O\uparrow$$

பண்புகள்

நைட்ரஸ் ஆக்சைடு, நிறமற்ற இனிய மணமுள்ள வாயு. இது குளிர்ந்து எளிதில் கரைகின்றது. வென்னீரில் கரையாது. இதன் கரைசல், அமிலத் தன்மை பெற்றில்லாமல், நடுநிலைத் தன்மையுடையது. இதைக் குளிரச் செய்து திரவமாக்கலாம்.

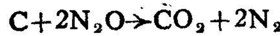
நைட்ரஸ் ஆக்சைடு தானே எரிவதில்லை. இதனைச் சூடு செய்தால் சிதைவுறுகின்றது.



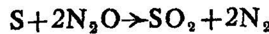
$$2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$$

எரியும் குச்சி, அல்லது வேறு எரியும் பொருள்களை, நைட்ரஸ் ஆக்சைடு உள்ள வாயு ஜாடியில் நுழைத்தால், முதலில் நைட்ரஸ் ஆக்சைடு சிதைவடைகின்றது. இவ்வினையில் விளையும் வாயுக் கலவையில், ஆக்சிஜன், காற்றிலிருப்பதைவிட அதிக சதவீதத்தில் உள்ளது. எனவே எரியும் பொருள்கள், நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் தீவிரமாக எரிகின்றன.

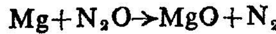
எனவே எரியும் கார்பன், சல்ஃபர், மக்னீசியம், பாஸ்ஃபரஸ் போன்ற பொருள்கள், நைட்ரஸ் ஆக்சைடு சூழ்நிலையில் காற்றில் எரிவதை விடத் தீவிரமாகின்றன.



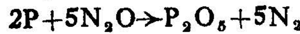
$$C + 2N_2O \rightarrow CO_2 + 2N_2$$



$$S + 2N_2O \rightarrow SO_2 + 2N_2$$

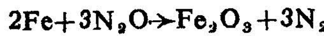


$$Mg + N_2O \rightarrow MgO + N_2$$



$$2P + 5N_2O \rightarrow P_2O_5 + 5N_2$$

சூடேற்றப்பட்ட காப்பர், இரும்பு இவற்றின் மேல், நைட்ரஸ் ஆக்சைடைச் செலுத்தினால், உலோக ஆக்சைடுகள் உருவாகின்றன.



$$2Fe + 3N_2O \rightarrow Fe_2O_3 + 3N_2$$



$$Cu + N_2O \rightarrow CuO + N_2$$

இந்த வாயுவைச் சிறிதளவு நுகரும் பொழுது, நகைப்பைத் தூண்டும் உணர்ச்சி உண்டாவதால் இதை நகைப்பூட்டும் வாயு (Laughing gas) என்றழைக்கிறோம். அதிகமாக நுகர்ந்தால் மயக்கம் ஏற்படும்.

பயன்கள்

நைட்ரஸ் ஆக்சைடை ஆக்சிஜனுடன் கலந்து மிதமான மயக்கத்தைக் (Anaesthetic) கொடுக்க மருத்துவத் துறையில் பயன்படுகிறது.

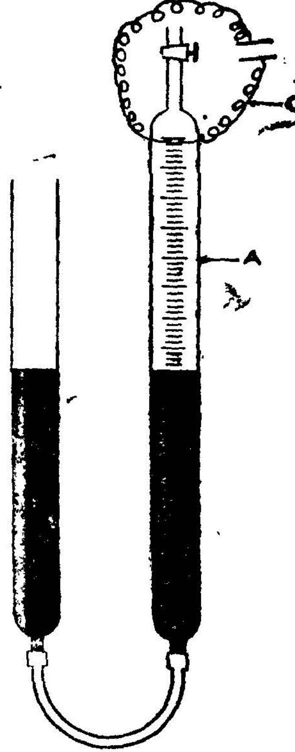
வாய்பாடும் அமைப்பும்

நைட்ரஸ் ஆக்சைடை வெப்பப்படுத்தினால் அது சிதைவுற்று, நைட்ரஜனும், ஆக்சிஜனும் தருகின்றது. எனவே இச்சேர்மத்தில் இந்த இரு தனிமங்களே உள்ளன.

$$\text{நைட்ரஸ் ஆக்சைடு} \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} \text{நைட்ரஜன்} + \text{ஆக்சிஜன்}.$$

நைட்ரஸ் ஆக்சைடை, காப்பருடன் சூடுபடுத்தினல், நைட்ரஜன் மட்டும் கிடைக்கின்றது.

வெப்பம்
நைட்ரஸ் ஆக்சைடு + காப்பர் ——————→ காப்பர் ஆக்சைடு + நைட்ரஜன்.



படம் 21

படத்தில் காட்டியுள்ளபடி, அளவுகள் குறிப்பிடப்பட்டுள்ள A என்ற குழாயினுள் ஒரு காப்பர் கம்பிச் சுருள் C உள்ளது. இக்குழாயினுள், நைட்ரஸ் ஆக்சைடை எடுத்துக்கொண்டு அதன் பருமனளவைக் காண்க. காப்பர் கம்பிச் சுருளின் முனைகளை மின்னேட்டத்துடன் இணைத்துச் சூடுசெய். நைட்ரஸ் ஆக்சைடு சிதைவடைகிறது. இவ்வினையில் கிடைக்கும் ஆக்சிஜனுடன் காப்பர் வினையுற்று நைட்ரஜன் மட்டும் A குழாயில் தங்குகிறது. குழாயைக் குளிரச்செய்து, சாதாரண வெப்ப நிலையில், குழாயில் தங்கியுள்ள நைட்ரஜனின் பருமனளவைக் காண்க.

இச்சோதனையின்படி ஒரு பருமன் நைட்ரஸ் ஆக்சைடி லிருந்து ஒரு பருமன் நைட்ரஜன் கிடைப்பதை அறியலாம்.

ஒரு பருமனில் 'n' மூலக்கூறுகள் இருக்குமெனக் கொண்டால், அவகெட்ரோவின், கருதுகோள் (Avagadro's hypothesis)படி 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ள நைட்ரஸ் ஆக்சை டில் 'n' நைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் உள்ளன.

∴ மூலக்கூறு நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் மூலக்கூறு நைட் ரஜன் உள்ளது.

ஒரு மூலக்கூறு நைட்ரஜனில் இரண்டு நைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. எனவே நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் வாய்பாடை N_2O_x எனக் குறிக்கலாம்.

நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் ஆவி அடர்த்தி (Vapour density) 22 ஆக உள்ளதைத் தகுந்த சோதனைகள் மூலமாக அறியலாம். எனவே அதன் மூலக்கூறெடை (Mol · Wt = V·D × 2)

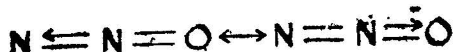
$$22 \times 2 = 44$$

நைட்ரஸ் ஆக்சைடில் உள்ள இரண்டு நைட்ரஜன் அணுக் களின் எடை $14 \times 2 = 28$.

எனவே நைட்ரஸ் ஆக்சைடு மூலக்கூறிலுள்ள ஆக்சி ஜனின் எடை $= 44 - 28 = 16$.

ஆக்சிஜனின் அணு எடை 16 ஆகையால், நைட்ரஸ் ஆக்சைடு மூலக்கூறில், ஒரு ஆக்சிஜன் அணு தான் இருக்க வேண்டும் என்றாகிறது. எனவே நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் மூலக் கூறு வாய்பாடு N_2O ஆகும்.

நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் புறச் சிவப்பு நிரலி (Infra Red Spectrum) யிலிருந்து இச் சேர்மம் இரண்டு உடன் இசைவு அமைப்பைப் பெற்றுள்ளதென்பது அறியப்படுகிறது. அதன் படி நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் வடிவ வாய்பாடு பின்வருமாறு.

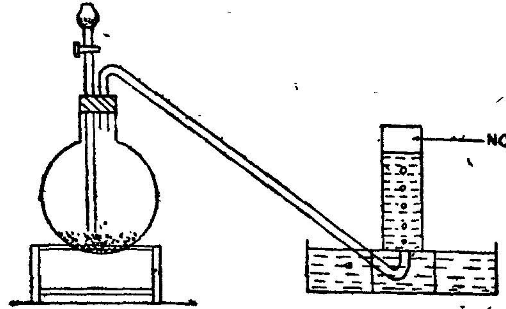


நைட்ரிக் ஆக்சைடு தயாரித்தல் [NO]

மிதமான செறிவுள்ள (1 : 1) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் காப்பர்த் துண்டுகளைச் சேர்த்தால் நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண் டாகிறது.



$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

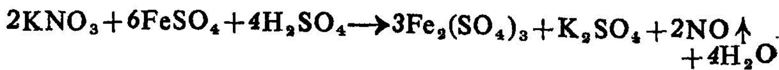


படம் 22

ஒரு குடுவையில் சிறிதளவு காப்பர்த் துண்டுகளை எடுத்துக் கொண்டு படத்தில் காட்டியபடி அதனை ஒரு இரு துளை அடைப்பானல் மூடு. ஒரு துளை வழியாகப் பிரிபுனலையும், மற்றதன் வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயையும் சொருகு. போக்குக் குழாயின் மறு நுனி, நீர்த் தொட்டியிலுள்ள துளை மேடையின் அடியில் இருக்குமாறு பொருத்து.

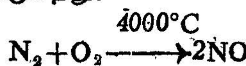
மிதமான செறிவுள்ள (1 : 1) நைட்ரிக் அமிலத்தைப் பிரிபுனலில் எடுத்துக் கொண்டு சிறிது சிறிதாகக் குடுவையிலுள்ள காப்பர்த் துண்டுகளின் மீது ஊற்று. முதலில் வெளிவரும் நைட்ரிக் ஆக்சைடு குடுவையிலுள்ள ஆக்சிஜனுடன் வினையுற்றுச் செம்பழுப்பு நிறமான நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு உருவாகிறது. சிறிது நேரத்தில் செம்பழுப்பு வாயு முழுவதும் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்டு, தொடர்ச்சியாக, நிறமற்ற வாயு வெளிவரும். அப்பொழுது நீர் நிரம்பிய ஜாடியை துளை மேடை மீது வைத்து நீரின் கீழ் முகப் பெயர்ச்சியால் நிறமற்ற நைட்ரிக் ஆக்சைடை வாயு ஜாடியில் சேகரிக்கவும்.

பொட்டாசியம், நைட்ரேட்டும், ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டும் கலந்த கலவையுடன், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைக் கலந்து கலவையைச் சூடேற்றினல், தூய நைட்ரிக் ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது.



$$2KNO_3+6FeSO_4+4H_2SO_4 \longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3+K_2SO_4+2NO\uparrow +4H_2O$$

நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் வாயுக்களின் (1 : 1) கலவையில் மின்பாய்ச்சலைச் செலுத்திப் பெருமளவில் நைட்ரிக் ஆக்சைடு பெறப்படுகிறது.

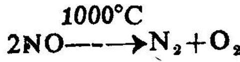


$$N_2+O_2 \xrightarrow{4000^\circ C} 2NO$$

பண்புகள்

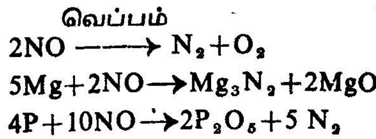
நைட்ரிக் ஆக்சைடு நிறமற்ற மணமற்ற வாயு. காற்றை விடச் சற்றுக் கனமானது. நீரில் மிகச் சிறிய அளவு கரையக் கூடியது.

இது நிலைத்தன்மையுடையது. சுமார் 1000°C வெப்ப நிலையில் தான் சிதைவடைகிறது.



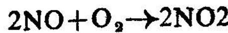
$$2NO \xrightarrow{1000^\circ C} N_2 + O_2$$

நைட்ரிக் ஆக்சைடு ஒரு நடுநிலை ஆக்சைடாகும். நைட்ரிக் ஆக்சைடு எரிவதுமில்லை. எரியும் பொருள்களுக்கு துணை புரிவதும் இல்லை. ஆனபோதிலும் எரியும் மக்னீசியம், பாஸ்ஃபரஸ் போன்ற பொருள்கள், காற்றை விட, இந்த வாயுவின் சூழ்நிலையில் தீவிரமாக எரிகின்றன. இத்தனிமங்கள் எரியும் வெப்ப நிலையில், நைட்ரிக் ஆக்சைடு சிதைவடைகிறது. இப்பிரிகை வினையில் கிடைக்கும் வாயுக் கலவையில், ஆக்சிஜனின் சதவீதம், காற்றிலுள்ளதைவிட அதிக அளவில் இருப்பதால் பொருள்கள் தீவிரமாக எரிகின்றன. மேலும் மக்னீசியம் அந்த வெப்ப நிலையில் நைட்ரஜனுடன் கூடி நைட்ரைட்டைத் தருகின்றது.



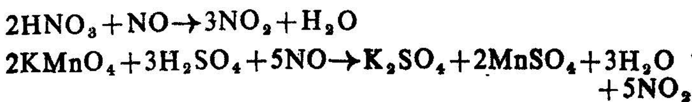
$$2NO \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} N_2 + O_2$$
$$5Mg + 2NO \rightarrow Mg_3N_2 + 2MgO$$
$$4P + 10NO \rightarrow 2P_2O_5 + 5\,N_2$$

நைட்ரிக் ஆக்சைடு சாதாரண வெப்ப நிலையில் கூட எளிதில் ஆக்சிஜனுடன் கூடி பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடைத் தருகின்றது.



$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO2$$

நைட்ரிக் ஆக்சைடு பிற பொருள்களை, ஒடுக்கும் தன்மையுடையது. அடர் நைட்ரிக் அமிலம், அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் கரைசல், அயோடின் கரைசல் முதலியவை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகளின்படி ஒடுக்கமடைகின்றன.

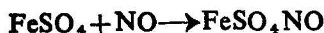


$$2HNO_3 + NO \rightarrow 3NO_2 + H_2O$$
$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5NO \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5NO_2$$



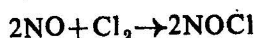
$$I_2 + H_2O + NO \rightarrow NO_2 + 2HI$$

நைட்ரிக் ஆக்சைடு, ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் வினையுற்று நைட்ரசோ ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட் (Nitroso Ferrous Sulphate) என்ற பழுப்பு நிறக் கரைசலைத் தருகின்றது.



$$FeSO_4 + NO \rightarrow FeSO_4NO$$

இது போன்றே குளோரினுடன் வினையுற்று நைட்ரசோ குளோரைடைத் தருகிறது.



$$2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$$

வாய்பாடும் அமைப்பும்

நைட்ரஸ் ஆக்சைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடைக் காணப் பயன்படும் சாதனத்தைப் பயன்படுத்தி நைட்ரிக் ஆக்சைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடையும் கண்டறியலாம்.

இச் சோதனையில் இரண்டு பருமனுள்ள நைட்ரிக் ஆக்சைடு, ஒரு பருமனுள்ள நைட்ரஜனைத் தருகின்றதென அறியலாம்.

அவகேட்ரோவின் கருதுகோள்படி 2'n' நைட்ரிக் ஆக்சைடு மூலக்கூறுகளில் 'n' மூலக்கூறு நைட்ரஜன் உள்ளதென்பதாகிறது.

ஃஇரண்டு நைட்ரிக் ஆக்சைடு மூலக்கூறில் ஒரு மூலக்கூறு நைட்ரஜன் (N_2) உள்ளது.

ஃ ஒரு மூலக்கூறு நைட்ரிக் ஆக்சைடில் ஒரு அணு நைட்ரஜன் தானுள்ளது.

நைட்ரிக் ஆக்சைடின் ஆவி அடர்த்தி 15 என அறியப்படுகிறது.

ஃ நைட்ரிக் ஆக்சைடின் மூலக்கூறெடை $= 15 \times 2 = 30$

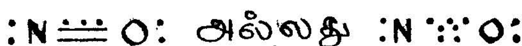
ஒரு மூலக்கூறில் ஒரு நைட்ரஜன் அணு (அணு எடை 14) உள்ளதால், நைட்ரஜன் ஆக்சைடின் மூலக்கூறிலுள்ள ஆக்சிஜனின் எடை

$$= 30 - 14$$
$$= 16$$

ஆக்சிஜனின் அணு எடை 16 ஆகையால், ஒரு மூலக்கூறு நைட்ரிக் ஆக்சைடில் ஒரு ஆக்சிஜன் அணுதான் உள்ளதென்ருகிறது.

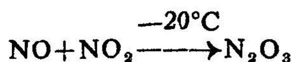
ஃநைட்ரிக் ஆக்சைடில் மூலக்கூறு வாய்பாடு NO ஆகும்.

நைட்ரிக் ஆக்சைடின் இருமுனைத் திருப்புத் திறன் (Dipole moment) குறைவாக உள்ளது. அஃது போன்றே மின் கடத்தா மாறிலியும் (Dielectric constant) குறைவாக உள்ளது. இவைகள் இந்த மூலக்கூறில், மூன்று எலெக்ட்ரான் பிணைப்புள்ளதை உணர்த்துகிறது. எனவே நைட்ரிக் ஆக்சைடின் வடிவ வாய்பாடைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிக்கலாம்.



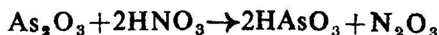
நைட்ரஜன் டிரை ஆக்சைடு (N_2O_3) தயாரித்தல்

(1) நைட்ரிக் ஆக்சைடு, நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு என்ற இரு வாயுக்களும் 1 : 1 என்ற விகிதத்தில் கலந்துள்ள கலவையை — 20°Cக்குக் குளிர வைத்தால் நைட்ரஜன் டிரை ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது.



$$NO + NO_2 \xrightarrow{-20^\circ C} N_2O_3$$

(2) ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடுடன் (Arsenious oxide) 60 சதவீத நைட்ரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து, காய்ச்சி வடிக்கும் பொழுது விடுபடும் வாயுவை—20°C வெப்ப நிலைக்குக் குளிரச் செய்தால், நைட்ரஜன் டிரை ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது.



$$As_2O_3 + 2HNO_3 \rightarrow 2HAsO_3 + N_2O_3$$

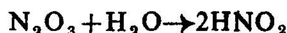
பண்புகள்

நைட்ரஜன் டிரை ஆக்சைடு, நீர்ம நிலையில் நிலையானது. இதன் கொதிநிலை—20°C ஆவி நிலையில் இது சிதைவடைகிறது.



$$N_2O_3 \rightarrow NO + NO_2$$

இது ஒரு அமில நீரிலி. இதனை நீரில் கரைத்தால் நைட்ரஸ் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$$

நைட்ரஜன் டிரை ஆக்சைடு காரங்களுடன் வினையுற்று, நைட்ரைட் உப்புக்களைத் தருகின்றது.



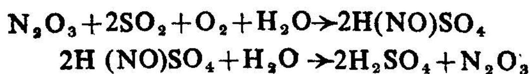
$$2KOH + N_2O_3 \rightarrow 2KNO_2 + H_2O$$



$$2NaOH + N_2O_3 \rightarrow 2NaNO_2 + H_2O$$

நைட்ரஜன் டிரை ஆக்சைடு சல்ஃபர் டைஆக்சைடு ஆக்சிஜன், நீர் இவற்றுடன் வினையுற்று நைட்ரசோ சல்ஃப்

யூரிக் அமிலத்தைத் தருகிறது. இச்சேர்மம் மேலும் நீருடன் வினையுற்றால் சல்ஃபியூரிக் அமிலமும், நைட்ரஜன் டிரை ஆக்சைடும் உண்டாகின்றன.

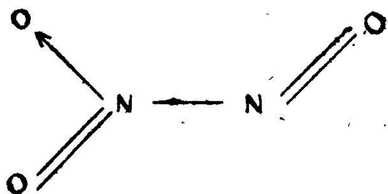


$$N_2O_3 + 2SO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow 2H(NO)SO_4$$
$$2H(NO)SO_4 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4 + N_2O_3$$

சல்ஃபியூரிக் அமிலத்தை ஈய அறை முறையில் தயாரிக்கும் பொழுது, நைட்ரசோ சல்ஃபியூரிக் அமிலம், ஒரு இடைநிலைச் சேர்மமாக, உருவாகின்றதென்று நம்பப்படுகின்றது.

வாய்பாடும் அமைப்பும்

தகுந்த சோதனைகள் மூலம் இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு N_2O_3 என அறியப்படுகின்றது. இதன் மூலக் கூறு கீழே காண்பிக்கப்பட்டுள்ள வடிவ வாய்பாட்டைப் பெற்றுள்ளது.

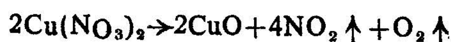


நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு (NO_2)

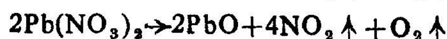
இதனை நைட்ரஜன் பெர்ஆக்சைடு என்றும், நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு (N_2O_4) என்றும் அழைப்பதுண்டு.

தயாரித்தல்

கன உலோக நைட்ரேட்களை வெப்பப்படுத்தினால் நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது. காப்பர் நைட்ரேட்டும், லெட்நைட்ரேட்டும் வெப்பத்தினால் எளிதில் சிதைவடைந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு, ஆக்சிஜன் வாயுக் கலவை கொடுக்கின்றன.

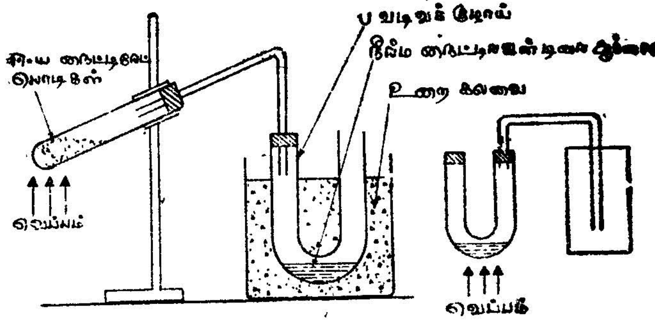


$$2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$



$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

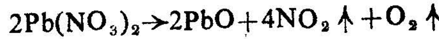
சோதனைச் சாலையில் நைட்ரஜன் டைஆக்சைடைத் தயாரிக்க எளிதில் இளகாத கண்ணாடி (Hard glass)யினால் செய்யப்பட்ட, சோதனைக் குழாயில் நன்கு பொடி செய்யப்பட்ட லெட் நைட்ரேட்டை எடுத்துக் கொள்.



படம் 23

சோதனைக் குழாயை ஒரு துளை அடைப்பானல் மூடி, துளை வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயைச் சொருகு. போக்குக் குழாயின் மறு நுனியைப் படத்தில் காட்டியபடி உறைக் கலவையில் (Freezing mixture) அமிழ்த்து வைக்கப்பட்டுள்ள ஓர் U வடிவக் குழாயின் ஒரு முனையினுள் பொருத்து.

சோதனைக் குழாயை ஒரு தாங்கியில் பொருத்தி லெட் நைட்ரேட்டை நன்கு சூடேற்று. லெட் நைட்ரேட் சிதைவுற்று, ஆக்சிஜனும், நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடும் போக்குக் குழாயின் வழியாக வெளியேறுகின்றன.



$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

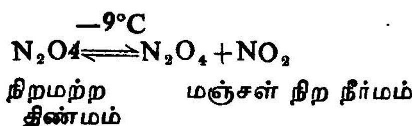
இந்த வாயுக் கலவை U வடிவக் குழாயின் வழியே செல்லும்பொழுது நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு, குளிர்ச்சியடைந்து நீர்மமாக மாறுகின்றது. ஆக்சிஜன் U வடிவ குழாயின் மறுமுனை வழியாக வெளியேறுகின்றது. நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு நீர்மம், படத்தில் காட்டியதுபோல் U வடிவக் குழாயில் தங்கி விடுகின்றது.

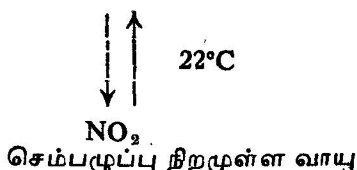
U வடிவக் குழாயைப் போக்குக் குழாயினின்று பிரித்தெடுத்து, ஒரு முனையை, ஒரு தக்கையால் (Cork) மூடி மறு முனையை ஒரு போக்குக் குழாயில் பொருத்தப்பட்டுள்ள, ஒரு துளை அடைப்பானைச் சொருகு. போக்குக் குழாயின் மறு முனையைப் படத்தில் காட்டியதுபோல், ஒரு வாயு ஜாடியினுள் இருக்குமாறு அமைத்துக் கொள்.

U வடிவக் குழாயிலுள்ள நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு நீர்மத்தைச் சிறிது வெப்பப்படுத்துவது மூலம் நைட்ரஜன் டைஆக்சைடைப் பெறலாம். இவ்வாயு, காற்றை மேல்முகப் பெயர்ச்சி செய்து வாயு ஜாடியினுள் சேரும்.

பண்புகள்

சாதாரண வெப்பநிலையில் இது செம்பழுப்பு நிறமும், கார மணமும் உடைய வாயு. இதனை —22°Cக்குக் குளிர வைத்தால் மஞ்சள் நிற நீர்மமாக மாறுகின்றது. மேலும்—10°Cக்குக் குளிர வைத்தால், நிறமற்ற படிகங்களாக மாறுகின்றது. இவ்வகை நிறமாற்றம், நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடின் அமைப்பும், மூலக் கூறு வாய்பாடும் மாறுவதால் ஏற்படுகின்றது. இம்மாறுதல் களைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடலாம்.





நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு ஒரு கலப்பு அமில நீரிலி (Mixed acid anhydride). இது குளிர்ந்த நீரில் கரைந்து, நைட்ரஸ் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் இரண்டுமுள்ள கலவையைத் தரு கின்றது.

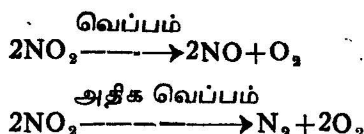


இது காரக்கரைசல்களுடன் கலந்து நைட்ரைட், நைட்ரேட் என்ற இரு உப்புக்களும் கலந்துள்ள கரைசலைத் தருகின்றது.





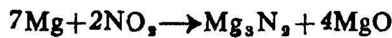
இவ்வாயு ஓரளவிற்கு நிலையானதாகும். ஆனால் இவ்வாயுவை வெப்பப்படுத்தினால், வெப்ப நிலைக்குத் தகுந்தவாறு சிதைவடை கிறது.



இது தானே எரியாது. சாதாரணமாக பிற பொருள்கள் எரி யத் துணை புரிவதில்லை. ஆன போதிலும் எரிகின்ற பாஸ்ஃபரஸ்

மக்னீசியம் போன்ற பொருள், இவ்வாயுவில் தீவிரமாகத் தொடர்ந்து எரிகின்றன. அதிக வெப்ப நிலையில், இவ்வாயு சிதைந்து ஆக்சிஜன் விடுபடுவதே இதற்குக் காரணமாயுள்ளது.


$$8P+10NO_2 \rightarrow 4P_2O_5+5N_2$$


$$7Mg+2NO_2 \rightarrow Mg_3N_2+4MgO$$

நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு ஒரு திறன் மிக்க ஆக்சிகரணி. இவ்வினைகளில் இவ்வாயு நைட்ரிக் ஆக்சைடாகக் குறைவடைகிறது.


$$H_2S+NO_2 \rightarrow H_2O+S+NO$$


$$CO+NO_2 \rightarrow CO_2+NO$$

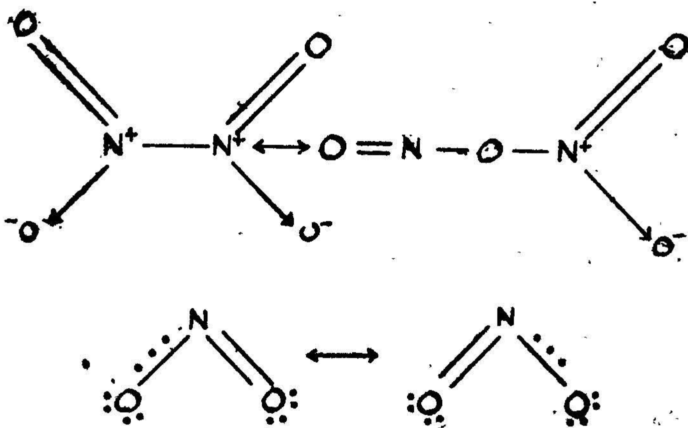

$$Pb+NO_2 \rightarrow PbO+NO$$

வாய்பாடும் அமைப்பும்

தகுந்த சோதனைகளின் மூலம் இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு சாதாரண வெப்பநிலையில் NO_2 என்றும், குளிர்ந்த நிலையில் (10°Cக்குக் குறைவாக) இதன் வாய்பாடு N_2O_4 எனவும் அறியப் படுகிறது.


$$N_2O_4 \overset{10°C}{\rightleftharpoons} 2NO_2$$

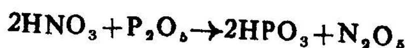
இம்மூலக்கூறுகளின் வடிவ வாய்பாடைக் கீழ்க்கண்ட உடனிசைவு அமைப்புகளாகக் கருதப்படுகின்றன.



நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு (N_2O_5) தயாரித்தல்

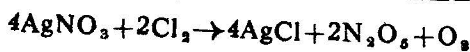
நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு, நைட்ரிக் அமிலத்தின் அமில நீரிலி. எனவே நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வீரியம் மிக்க நீர் நீக்கியை வினையுறச் செய்தால் நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடைப் பெறலாம்.

நன்கு குளிர்ச்சிச்செய்யப்பட்ட நீரற்ற தூய நைட்ரிக் அமிலத்துடன், கணக்கிடப்பட்ட அளவு பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்சைடை சேர்த்துக் கலக்கினால், பசை போன்ற பொருள் கிடைக்கின்றது. இதனைக்குறைந்த வெப்ப நிலையில் காய்ச்சி வடித்தால், நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு வாயு வெளியேறுகிறது. இவ் வாயுவை உறைக்கலவையில் குளிரச் செய்து திண்ம நிலையில் நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடைப் பெறலாம்.



$$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

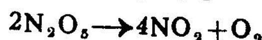
உலர்ந்த திண்ம சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் குளோரினை வினையுறச் செய்து நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடைப் பெறலாம்.



$$4AgNO_3 + 2Cl_2 \rightarrow 4AgCl + 2N_2O_5 + O_2$$

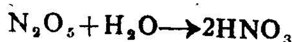
பண்புகள்

இது வெண்ணிறமுள்ள திண்மப் பொருள். இதன் உருகுநிலை 30°C. இது நீர்ம நிலையில் வெளிர் மஞ்சள் நிறமாக உள்ளது. சுமார் 50°C வெப்ப நிலையில் சிதைவடைகிறது. திண்ம அல்லது நீர்ம நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடை வேகமாகச் சூடுபடுத்தினால்வெடித்துச் சிதைவுறுகிறது.



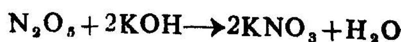
$$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$

இது நீரில் துரிதமாகக் கரைந்து நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தருகின்றது. எனவே இதனை நைட்ரிக் அமில நீரிலி என அழைக்கலாம்.

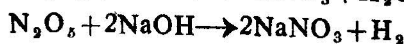


$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

நைட்ரஜன் பெண்டாக்சைடு, காரங்களுடன் வினையுற்று நைட்ரேட் உப்புக்களைத் தருகின்றது.



$$N_2O_5 + 2KOH \rightarrow 2KNO_3 + H_2O$$

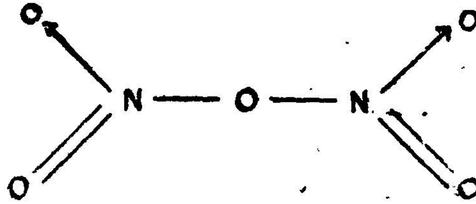


$$N_2O_5 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_3 + H_2$$

இது எளிதில் சிதைவுற்று ஆக்சிஜனைத் தருவதால் சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகின்றது.

வாய்பாடும் அமைப்பும்

இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு N_2O_5 என அறியப்படு கின்றது. இதன் வடிவ வாய்பாடைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிப் பிடலாம்.



நைட்ரஜனின் ஆக்சி-அமிலங்கள்
(Oxy-acids of Nitrogen)

நைட்ரஜன், நான்கு ஆக்சி அமிலங்களைக் கொடுக்கின்றது. அவற்றின் பெயர்களும் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளும் கீழே அட்ட வணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

எண்	பெயர்	மூலக்கூறு வாய்பாடு
1.	ஹைப்போ நைட்ரஜன் அமிலம்	$H_2N_2O_2$
2.	நைட்ரஸ் அமிலம்	HNO_2
3.	நைட்ரிக் அமிலம்	HNO_3
4.	பெர்நைட்ரிக் அமிலம்	HNO_4

இந்த ஆக்சி–அமிலங்களில் நைட்ரிக் அமிலம் தான் நிலை யானது. நைட்ரிக் அமிலம், அமிலமாகவும், ஆக்சிகரணி யாகவும் செயல்படுகின்றது. எனவே இந்த அமிலம் சோதனைச் சாலையிலும், தொழிற்துறையிலும் பெருமளவில் பயன்படு கிறது.

நைட்ரிக் அமிலம்
(Nitric Acid)

சோதனைச் சாலையில் தயாரித்தல்

நைட்ரேட் உப்புக்களை, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சி வடித்தால், நைட்ரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

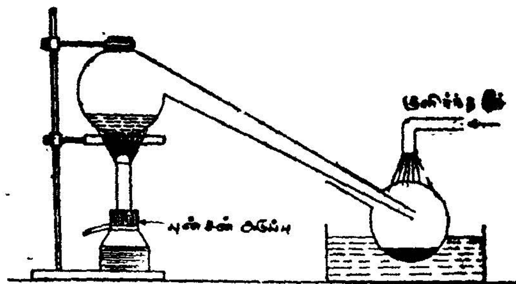


$$2KNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2HNO_3$$



$$2NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_3$$

ஒரு வாலையில் திண்ம பொட்டாசியம் நைட்ரேட் உப்பை எடுத்துக் கொண்டு அது மூழ்கி யிருக்கும் வரையில், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை ஊற்று.



படம் 24

படத்தில் காட்டியபடி வாலையை தாங்கியில் இருத்தி, வாலையிலுள்ள பொருள்களைச் சூடு செய். நைட்ரிக் அமிலம் ஆவியாக வெளியேறுகிறது.

குளிர்ந்த நீரினல் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட கொள் கலத்தில் ஆவியைச் சுருங்கச் செய்து, நைட்ரிக் அமில நீர்மத்தைப் பெறலாம்.

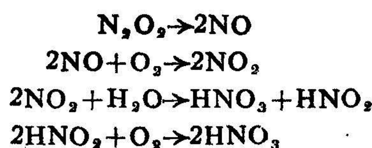
பெருமளவில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்

நைட்ரிக் அமிலம் மூன்று முக்கிய முறைகளில் உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றது. இவற்றில் இயற்கையில் கிடைக்கும் நைட்ரேட் உப்புக்களிலிருந்து அடைவது ஒரு முறையாகும்



$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3 \uparrow$$

வாயு மண்டலத்திலுள்ள நைட்ரஜனை நைட்ரிக் ஆக்சைடாக மாற்றி அதிலிருந்து அமிலத்தைப் பெறுவது மற்றொரு முறையாகும்.



$$N_2O_2 \rightarrow 2NO$$
$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$
$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$
$$2HNO_2 + O_2 \rightarrow 2HNO_3$$

அம்மோனியா வாயுவை ஆக்சிகரணம் அடையச் செய்து கிடைக்கும் நைட்ரிக் ஆக்சைடிலிருந்து நைட்ரிக் அமிலம் பெறுவது மற்றொரு முறையாகும்.



$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$$

இம்மூன்று முறைகளுக்கும் முறையே, சில்லி-சால்ட் பீட்டர் முறை, பர்க்லெண்டு-ஐடு மின்வில் முறை, ஆஸ்வால்டு முறையெனப் பெயரிட்டுள்ளனர்.

சில்லி-சால்ட் பீட்டர் முறை

தென் அமெரிக்காவிலுள்ள சில்லி நாட்டில் அதிக அளவில் நைட்டர் என்று அழைக்கப்படும் சோடியம் நைட்ரேட் கிடைக்கின்றது. இதையே, சில்லி-சால்ட் பீட்டர் என்றும் அழைப்பதுண்டு. ஓர் இரும்பு வாலையில் நைட்டர் உப்பையும், அடர் சல்ஃபியூரிக் அமிலத்தையும் 1 : 1 என்ற கன அளவு விகிதத்தில் கலந்து சுமார் 200°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடு செய்கின்றனர். இந்நிலையில் அமிலம், சோடியம் நைட்ரேட்டுடன் வினை புரிந்து, நைட்ரிக் அமில்ம் ஆவியைக் கொடுக்கின்றது.

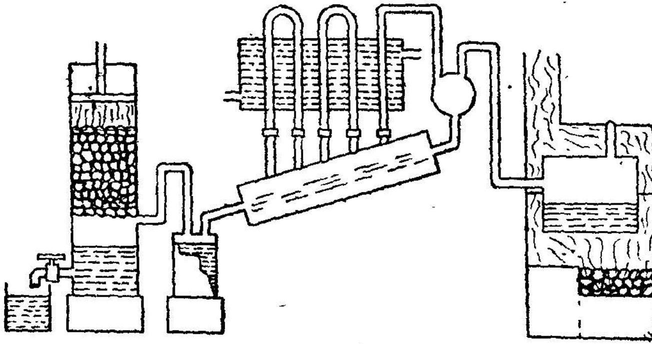


$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3 \uparrow$$

வெளிவரும் நைட்ரிக் அமில வாயு படத்தில் காட்டியபடி, சிலிகான்களான குழாய்கள் மூலம் செலுத்தப்படுகின்றது. இக்குழாய்கள் தலைகீழான U வடிவத்தில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. குழாய்களைச் சுற்றிலும் குளிர்ந்த நீர் பாய்ச்சப்படுகின்றது. குழாயினுள் செல்லும் நைட்ரிக் அமிலவாயு குளிர்ச்சியடைந்து நீர்மமாக மாறி, சிலிகான் குழாய்களுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ள சாய்வான குழாயின் மூலம் கொள்கலத்தை அடைகின்றது. நீர்மமாக மாறாத ஆவி ஒரு கோபுரத்தின் அடியிலிருந்து மேல் நோக்கிச் செல்கின்றது. அதே சமயம் கோபுரத்தின் மேலிருந்து நீர் சொரிந்து வருகின்றது. இந்த நீரில் நைட்ரிக் அமில ஆவி கரைந்து, கோபுரத்தின் அடியில் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலமாகச் சேருகின்றது.

மற்றொரு வினை பொருளான சோடியம் சல்ஃபேட் இரும்பு வாலையில் நீர்ம நிலையிலிருக்கும். இதை வெளியில் எடுத்து,

அதனுடன் புதிதாக வினை படு பொருள்களைப் போட்டு, மற்றொரு வாலையின் வினை நிகழும்படிச் செய்கின்றனர்.



படம் 25

இம்முறையில் கிடைக்கும் அமிலம் மஞ்சள் நிறமாக இருக்கும். நைட்ரிக் அமிலத்தில் ஒருபாகம் சிதைவடைந்து, அதில் உண்டாகும் நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகள், மீதமுள்ள நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைந்திருப்பதனால் தான் அமிலம் மஞ்சள் நிறமாக இருக்கிறது. இந்த அமிலத்தை வெற்றிடத்தில் காய்ச்சி வடித்தால் தூய நிறமற்ற நைட்ரிக் அமிலம் கிடைக்கும்.

பர்க்லெண்டு - ஐடு, மின்வில் முறை (Birkeland-Eyde, Arc Process)

நைட்ரஜனும், ஆக்சிஜனும் கூடி, நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாவதைக் கீழ்வரும் சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

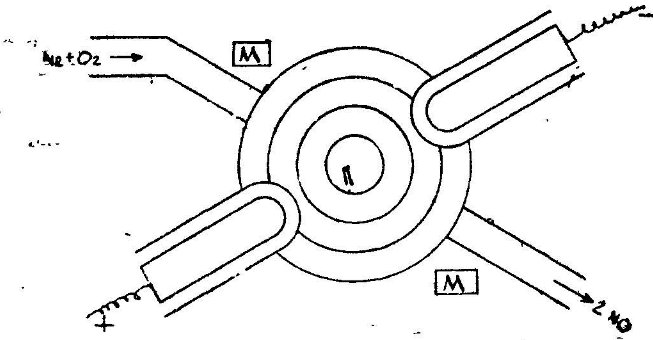


$$N_2 + O_2 = 2NO - 43 \text{ கி. கா.}$$

சாதாரண வெப்ப நிலையில் நைட்ரஜன் மந்த வாயுவாக உள்ளதால், அது ஆக்சிஜனுடன் கூடி வினை புரிவதில்லை. ஆனால் நைட்ரஜன் வாயு அதிக வெப்ப நிலையில் வேதி வினைகளில் எளிதில் பங்கு பெறுகின்றது. நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகும் வினை ஒரு வெப்பம் கொள் வினையாகும். லீ-சாட்லியர் தத்துவத்தின்படி அதிகப்பட்ட வெப்ப நிலையில், நைட்ரிக் ஆக்சைடு அதிக அளவில் உண்டாக வேண்டும். இக்காரணங்களினால் அதிக வெப்ப நிலையில் நைட்ரஜனையும், ஆக்சிஜனையும் வினையுறச் செய்யவேண்டும்.

வினைபொருளான நைட்ரிக் ஆக்சைடு ஒரு நிலையில்லாச் சேர்மமாக இருக்கின்றது. இச்சேர்மம் அதிக வெப்ப நிலையில் சிதைவுற்று நைட்ரஜனையும், ஆக்சிஜனையும் தருகின்றது.

எனவே, அதிக வெப்ப நிலையில் நைட்ரிக் ஆக்சைடை உண்டாகச் செய்ய வேண்டும். வினையில் உண்டான நைட்ரிக்



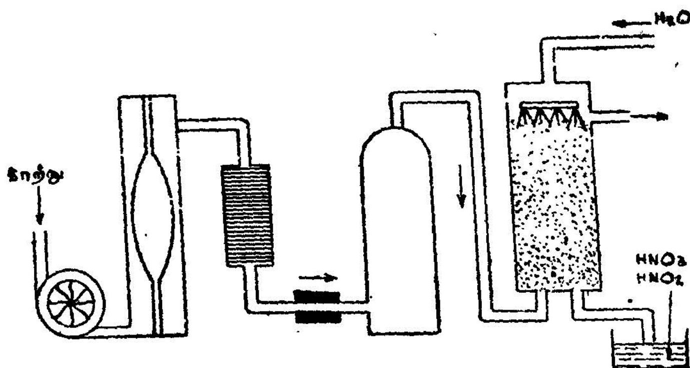
படம் 26

ஆக்சைடு சிதைவுறாமல் இருக்க வினைபொருளை உடனே குளிர வும் செய்ய வேண்டும். அதிக வெப்ப நிலையைப் பெற ஒரு மின் வில்லை (Electric arc) உபயோகிக்கின்றனர்.

படத்தில் காட்டியபடி அமைப்புள்ள இரு தாமிர மின் முனை களில், அதிக மின் அழுத்தத்தில் மின்சாரத்தைச் செலுத்திப் பல மானதொரு மின் வில்லை உண்டாக்குகின்றனர். இதன் மேல் மிக்க சக்தி வாய்ந்த மின் காந்தங்களின் உதவியால் மின் வில்லை பரவவும் செய்கின்றனர். இதனால் மின் வில்லின் பரப் பளவு அதிகரிப்பதுடன் அதன் தடிப்பும் (Thickness) குறை கின்றது. இந்த மின் வில்லின் வெப்பநிலை சுமார் 3000°C ஆக உள்ளது. இந்த வில்லின் வழியே உலர்ந்த காற்றை வேக மாகச் செலுத்துகின்றனர். காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனும், நைட் ரஜனும் மின் வில்லின் வெப்ப நிலையை அடைந்து வினையுற்று, சுமார் 5 சதவீத அளவு நைட்ரிக் ஆக்சைடு உருவாகின்றது. உள்ளே புகும் காற்றின் வேகத்தினால் நைட்ரிக் ஆக்சைடு உடனே அப்புறப்படுத்தப்படுகின்றது.

இப்படி வெளியேறும் நைட்ரிக் ஆக்சைடை ஓர் அறையில் குளிரச் செய்கின்றனர். இவ்வித அமைப்பினால் வாயுக்களின் வெப்பநிலை 3000°Cயிலிருந்து 500°C கொண்டு வரப்படுகிறது. இதன் பின், இவ்வாயுக் கலவையை ஒரு பெரிய அறையினுள் செலுத்துகின்றனர். இங்கு நைட்ரிக் ஆக்சைடு, கலவையி லுள்ள ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு, உண்டாக்குகின்றது.

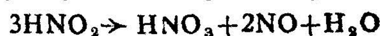
நைட்ரஜன் டைஆக்சைடை பளிங்குக் கற்கள் நிரப்பப் பட்ட ஒரு கோபுரத்தில் கீழிருந்து மேலே செலுத்துகின்றனர். மேலிருந்து நீர் சொரிந்த வண்ணமாயிருக்கும். நைட்ரஜன்



படம் 27

டைஆக்சைடு நீரில் கரைந்து கோபுரத்தின் கீழே சேருகின்றது. கரைசலில் நைட்ரிக் அமிலமும், நைட்ரஸ் அமிலமும் கலந்துள்ளன. இக்கரைசலை அடர்வுபடுத்துகையில், நைட்ரஸ் அமிலம் சிதைந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடு வெளிவருகின்றது. இதை மீண்டும் நைட்ரஜன் டைஆக்சைடாக மாற்றி நீருடன் வினைபுரியச் செய்கின்றனர்.


$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

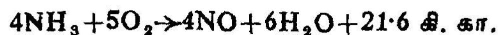

$$3HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$$


$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

இம்முறையில் செய்யப்படும் நைட்ரிக் அமிலம் தூயதாக உள்ளது. ஆனால் அதிக அளவில் மின் சக்தி தேவைப்படுகின்றது. அதனால் நைட்ரிக் அமிலத்தின் அடக்க விலை மின் சக்தியின் விலையைப் பொருத்திருக்கும்.

ஆஸ்வால்ட் முறை

இம்முறையில் அம்மோனியா வாயுவை ஆக்சிகரணம் செய்து நைட்ரிக் ஆக்சைடைப் பெறுகின்றனர்.


$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O + 21{\cdot}6 \text{ கி. கா.}$$

இது ஒரு வெப்பம் உமிழும் வினையாக உள்ளது. எனவே அதிக வெப்பநிலை இருக்கக் கூடாது. ஆனால் வினையின் வேகம் வெப்பநிலையைப் பொருத்துள்ளதாகையால் ஒரு நடுத்

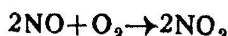
தர வெப்பநிலையில் வினையை நிகழும்படிச் செய்ய வேண்டும். வினையின் வேகத்தை அதிகரிக்கத் தகுந்த வினைவேக மாற்றியைப் பயன்படுத்தவும் வேண்டும்.

அம்மோனியா வாயுவை நன்கு உலர்த்தி காற்றுடன் 1:7.5 என்ற விகிதத்தில் கலக்கின்றனர். இக்கலவையில் சுமார் 12 சதவீதம் அம்மோனியா வாயு இருக்கும். இந்த வாயுக் கலவையைச் சுமார் 500°C வெப்ப நிலைக்கு சூடுபடுத்துகின்றனர். பின்னர் இச்சூடாக்கப்பட்ட வாயு கலவையை வினை அறைக்குள் செலுத்துகின்றனர். வினை அறையில் பிளாட்டினா வலை பொருத்தப்பட்டிருக்கும். ஆரம்ப கட்டத்தில் இந்த பிளாட்டினா வலையை மின்னோட்டம் மூலம் சுமார் 600°C—700°Cக்கு சூடுபடுத்துகின்றனர். வாயுக் கலவை, ஒரு குறிப்பிட்ட வேகத்தில் பிளாட்டினா வலையின் வழியே செல்லும்போது, அதில் உள்ள அம்மோனியாவும் ஆக்சிஜனும் வினை புரிகின்றன.



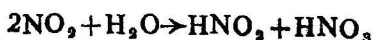
$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O + \text{வெப்பம்}$$

நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகத் தொடங்கியதும் மின்னோட்டத்தினால் பிளாட்டினா வலையைச் சூடேற்றுவதை நிறுத்தி விடுகின்றனர். வெளிவரும் வாயுக் கலவையைக் குளிரச்செய்த பின், அதை ஒரு பெரிய அறையில் செலுத்துகின்றனர். இந்த அறையில் நைட்ரிக் ஆக்சைடு, ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடைத் தருகின்றது.



$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

நைட்ரஜன் டைஆக்சைடை பளிங்குக் கற்கள் நிறைந்த ஒரு கோபுரத்தில் கீழிருந்து மேலே செலுத்துகின்றனர். அதே சமயம் மேலிருந்து நீரைச் சொரிய விடுகின்றனர். நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு நீரில் கரைகின்றது.

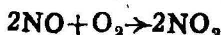


$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$$

கரைசலில் நைட்ரிக் அமிலமும், நைட்ரஸ் அமிலமும் கலந்துள்ளன. கரைசலை அடர்விக்கும் பொழுது நைட்ரஸ் அமிலம் சிதைந்து, நைட்ரிக் ஆக்சைடைக் கொடுக்கின்றது. மீண்டும் நைட்ரிக் ஆக்சைடை, ஆக்சிகரணம் அடையச் செய்து நைட்ரிக் அமிலத்தைப் பெறுகின்றனர்.



$$3HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$$

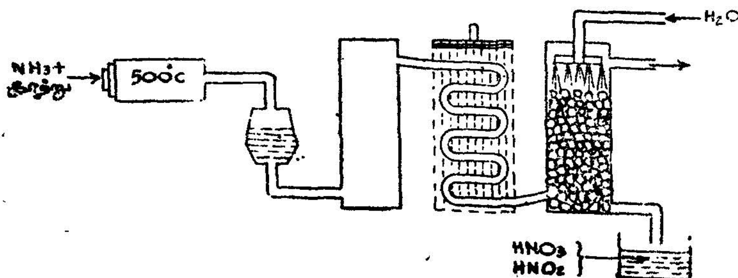


$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$



$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

இம்முறைகளில் கிடைக்கும் நைட்ரிக் அமிலத்தைக் காய்ச்சி வடித்தல் மூலம் 68 சதவீதம் வரை அடர்விக்கலாம். இவ்வாறு கிடைக்கும் அமிலத்துடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச்



படம் 28

சேர்த்து வெற்றிடத்தில் காய்ச்சி வடித்தால் 98 சதவீத அமிலத்தைப் பெறலாம். இந்த அமிலத்தை உறைக் கலவையினுல் குளிரச் செய்தால், தூய நைட்ரிக் அமிலப் படிகங்கள் கிடைக்கின்றன,

ஹேபர் முறையில் அம்மோனியா வாயு குறைந்த விலையில் தயாரிக்கப்படுவதால், ஆஸ்வால்ட் முறையில் செய்யப்படும் நைட்ரிக் அமிலத்தின் அடக்க விலை குறைவாகவே இருக்கும். தற்காலத்தில் இம்முறையில்தான் அதிக அளவில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

பண்புகள்

தூய நைட்ரிக் அமிலம் நிறமற்றது. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 1·522 கொதிநிலை 86°C உறைநிலை—41°C சாதாரண வெப்ப நிலையில் அடர் நைட்ரிக் அமிலம் சிறிது சிதைவடைகின்றது. இச்சிதைவில் உண்டாகும் பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகள் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைந்துள்ளதால், அது சிறிது பழுப்பு நிறமாக உள்ளது.

நைட்ரிக் அமிலம் நீருடன் எந்த விகிதத்திலும் கலக்கின்றது. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தைச் சாதாரணமாகக் காய்ச்சி வடித்தல் மூலம் 68 சத வீதத்திற்கு மேல் அடர்வுபடுத்த முடியாது.

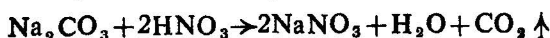
அடர் நைட்ரிக் அமிலம், உடலில் பட்டால், அந்த இடம் தீவிரமாக அரிக்கப்பட்டுப் புண் உண்டாகும். இப்புண்கள் எளிதில் ஆறுவதில்லை. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் உடம்பில் பட்டால் அந்த இடத்தில் மஞ்சள் கறை படிகின்றது.

நைட்ரிக் அமிலம் மிக்க வீரியமுள்ளதாகும். அமிலங்களின் பொதுவான எல்லாப் பண்புகளையும் இது பெற்றுள்ளது. அதே சமயத்தில் இது ஓர் வீரியமிக்க ஆக்சிகரணியாகவும் செயல்படுகின்றது. இதன் வேதிப் பண்புகளைக் கீழ்க்காணும் தலைப்புகளில் நன்கு அறியலாம்.

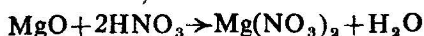
1. அமிலத் தன்மை

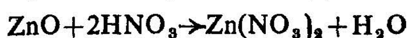
நைட்ரிக் அமிலம், மற்றெல்லா அமிலங்களைப் போலவே, நீல நிற லிட்மசை சிவப்பு நிறமாக மாற்றும். கார்பனேட், பைகார்பனேட்களுடன் வினையுற்று கார்பன் டைஆக்சைடைக் கொடுக்கும். உலோக ஆக்சைடுகள், ஹைட்ராக்சைடுகளுடன் வினையுற்று நைட்ரேட் உப்புக்களையும், நீரையும் கொடுக்கிறது.

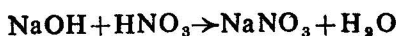

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

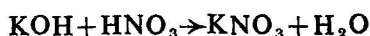

$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 \rightarrow 2NaNO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$


$$NaHCO_3 + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$


$$MgO + 2HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O$$


$$ZnO + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$$

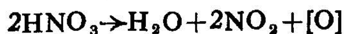

$$NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$

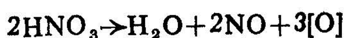

$$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$$


$$NH_4OH + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$$

2. ஆக்சிகரணத் தன்மை

நைட்ரிக் அமிலம் எளிதில் சிதைவுற்று நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகளையும், ஆக்சிஜனையும் தருகின்றது. இதனால் இது ஒரு திறன் மிக்க ஆக்சிகரணியாகச் செயல்படுகின்றது.


$$2HNO_3 \rightarrow H_2O + 2NO_2 + [O]$$


$$2HNO_3 \rightarrow H_2O + 2NO + 3[O]$$


$$2HNO_3 \rightarrow H_2O + NO + NO_2 + 2[O]$$

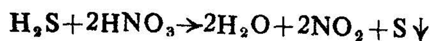
பாஸ்ஃபரஸ், சல்ஃபர், அயோடின் போன்ற அலோகங்கள் நைட்ரிக் அமிலத்தால் ஆக்சிகரணமடைகின்றன.


$$4P + 10HNO_5 + H_2O \rightarrow 4H_3PO_4 + 5NO + 5NO_2$$

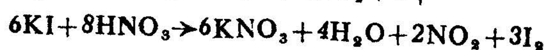

$$5 + 6HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$


$$3I_2 + 10HNO_3 \rightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 + 4H_2O$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை நைட்ரிக் அமிலத்தில் செலுத்தினால், அது ஆக்சிகரணமடைந்து சல்ஃபர் வீழ்படிவு கிடைக்கின்றது. பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலுடன் நைட்ரிக் அமிலம் கலக்கப்பட்டால் அயோடின் விடுபடுகிறது.



$$H_2S + 2HNO_3 \rightarrow 2H_2O + 2NO_2 + S\downarrow$$

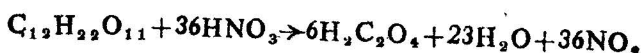


$$6KI + 8HNO_3 \rightarrow 6KNO_3 + 4H_2O + 2NO_2 + 3I_2$$

3. கரிமச் சேர்மங்களுடன்

பெரும்பாலான கரிமச் சேர்மங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலம் மிக்க வீரியத்துடன் வினைபுரிகிறது. பல கரிமச் சேர்மங்கள் இவ்வினைகளில் ஆக்சிஜனேற்றமடைகின்றன. சில கரிமச் சேர்மங்களில் நைட்ரோ தொகுதி ஏற்றம் அடைகின்றது.

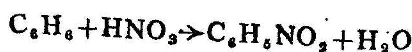
சர்க்கரை, ஆக்சாலிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகின்றது.



$$C_{12}H_{22}O_{11} + 36HNO_3 \rightarrow 6H_2C_2O_4 + 23H_2O + 36NO_2$$

சூடான நைட்ரிக் அமிலத்தை மரத் தூளின்மீது தூவினால், மரத்தூள் தீவிரமாக ஆக்சிகரணமடைந்து எரிகிறது.

பென்சீன் போன்ற ஆரோமாடிக் சேர்மங்களுடன், அடர் நைட்ரிக் அமிலம் வினையுறும் பொழுது, கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள ஹைட்ரஜனுக்குப் பதிலாக நைட்ரோ உறுப்பு பதிலீடு செய்யப்படுகின்றது. இதனையே நைட்ரோ தொகுதியேற்றம் (Nitration) என அழைக்கிறோம்.



$$C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$$

நைட்ரோ தொகுதியேற்ற வினையில் வினையும் நீர் நீக்கப்படின் இவ்வினை துரிதமாக நிகழ்கின்றது. எனவே, நீரை உறிஞ்சக் கூடிய அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் முன்னிலையில் இவ்வகை வினைகள் நிகழ்த்தப்படுகின்றன.

4. உலோகங்களுடன்

தங்கம், பிளாட்டினம் நீங்கலாக மற்றெல்லா உலோகங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலம் வினையுறுகின்றது. இந்த வினை

களின் போக்கும், வினையில் கிடைக்கும் வினை பொருள்களும் கீழ்வருபவற்றைப் பொறுத்துள்ளன.

(அ) உலோகத்தின் தன்மை

(ஆ) நைட்ரிக் அமிலத்தின் செறிவு

(இ) வினை நிகழும் வெப்பநிலை

(ஈ) சூழ்நிலையிலுள்ள மற்றப் பொருள்கள்

பொதுவாக இந்த வினைகளில் நைட்ரிக் அமிலம் ஒடுக்கமடைகின்றது. நைட்ரிக் அமிலம் ஒடுக்கமடையும்பொழுது NO_2, NO, N_2O, N_2, NH_3 போன்ற சேர்மங்களைத் தருகின்றது.

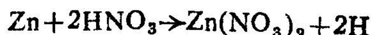
அமிலத்தின் செறிவு குறைவாக இருப்பின் அதிக அளவாகவும் (NO அல்லது NH_3), செறிவு அதிகமாக இருப்பின் குறைந்த அளவிலும் (NO_2) நைட்ரிக் அமிலம் ஒடுக்கம் அடைகின்றது.

மக்னீசியம், மாங்கனீஸ் ஆகிய இரு உலோகங்களும், மிக்க நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுறும் பொழுது ஹைட்ரஜன் வாயு வெளியேறுகின்றது.


$$Mg + 2HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2 \uparrow$$


$$Mn + 2HNO_3 \rightarrow Mn(NO_3)_2 + H_2 \uparrow$$

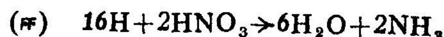
ஹைட்ரஜனை விட மிகுந்த நேர்மின் தன்மை (Electropositive nature) உள்ள துத்தநாகம் போன்ற உலோகம், நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுறும்பொழுது பிறவி நிலையில் ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது. இந்த பிறவி நிலை ஹைட்ரஜன் நைட்ரிக் அமிலத்தை ஒடுக்கமடையச் செய்கின்றது. எனவே, நைட்ரிக் அமிலம் சூழ்நிலைக்கேற்ப நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு, நைட்ரிக் ஆக்சைடு, நைட்ரஸ் ஆக்சைடு, நைட்ரஜன், அம்மோனியா என்ற பொருள்களைத் தருகின்றது.


$$Zn + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H$$


(அ) $2H + 2HNO_3 \rightarrow 2H_2O + 2NO_2$


(ஆ) $6H + 2HNO_3 \rightarrow 4H_2O + 2NO$


(இ) $8H + 2HNO_3 \rightarrow 5H_2O + N_2O$


(ஈ) $16H + 2HNO_3 \rightarrow 6H_2O + 2NH_3$

துத்தநாகம், நைட்ரிக் அமிலத்துடன் பல்வேறு சூழ்நிலைகளில் வினையுறும் பொழுது கிடைக்கும் வினைபொருள்களைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகள் குறிக்கின்றன.

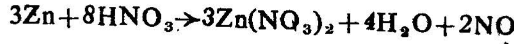

$$Zn + 2HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H$$

(அ) சூடான செறிவுமிக்க நைட்ரிக் அமிலம்.



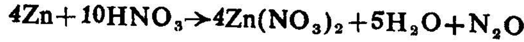
$$Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

(ஆ) குளிர்ந்த சற்றுச் செறிவு குறைந்த நைட்ரிக் அமிலம்.



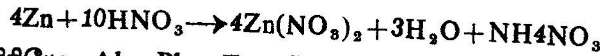
$$3Zn + 8HNO_3 \rightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

(இ) குளிர்ந்த நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம்



$$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

(ஈ) மிக்க நீர்த்த குளிர்ந்த நைட்ரிக் அமிலம்

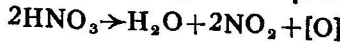


$$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + 3H_2O + NH_4NO_3$$

இம்மாதிரியே, Al, Pb, Fe, Sn உலோகங்கள் வினை புரிகின்றன.

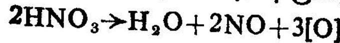
ஹைட்ரஜனைவிடக் குறைந்த நேர்மின் தன்மையுள்ள காப்பர் போன்ற உலோகம் வினையுறும் பொழுது, முதலில் உலோகம் ஆக்சிகரணமடைந்து உலோக ஆக்சைடு உண்டாகிறது. இதனால் சூழ்நிலைக்கேற்ப, நைட்ரிக் அமிலம் ஒடுக்கப்படுகிறது. உலோக ஆக்சைடு மேலும் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று உலோக நைட்ரேட் உண்டாகிறது.

(அ) சூடான செறிவு மிக்க நைட்ரிக் அமிலம்



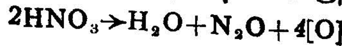
$$2HNO_3 \rightarrow H_2O + 2NO_2 + [O]$$

(ஆ) குளிர்ந்த சற்றுச்செறிவு குறைந்த நைட்ரிக்அமிலம்.



$$2HNO_3 \rightarrow H_2O + 2NO + 3[O]$$

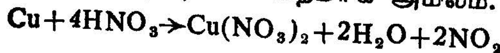
(இ) குளிர்ந்த நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம்.



$$2HNO_3 \rightarrow H_2O + N_2O + 4[O]$$

எடுத்துக்காட்டாக காப்பருடன், நைட்ரிக் அமிலம் வினையுறுவதைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகளால் அறியலாம்.

(அ) சூடான செறிவு மிக்க நைட்ரிக் அமிலம்.



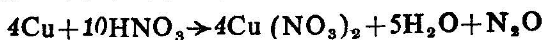
$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

(ஆ) குளிர்ந்த செறிவு சற்றுக் குறைந்த நைட்ரிக் அமிலம்.



$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

(இ) குளிர்ந்த நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம்



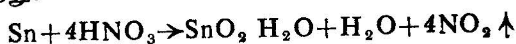
$$4Cu + 10HNO_3 \rightarrow 4Cu(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

இம்மாதிரியே, Hg, Ag போன்ற உலோகங்களுடன் வினைபுரிகின்றன.

சில சிறப்பு வினைகள்

இரும்பு, கோபால்ட், நிக்கல், குரோமியம், அலுமினியம் போன்ற உலோகங்கள், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் நனைத்தவுடன் மந்த நிலையை அடைகின்றன. இதைச் **செயலறுநிலை** (Passivity) என்கிறோம்.

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுறுகையில் மெட்டா ஸ்டேனிக் அமிலம் (நீர் கொண்ட ஸ்டேனிக் ஆக்சைடு) கிடைக்கின்றது.



$$Sn + 4HNO_3 \rightarrow SnO_2\ H_2O + H_2O + 4NO_2\uparrow$$

பிளாட்டினம், தங்கம், இரிடியம் போன்ற உலோகங்கள் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுறுவதில்லை.

நீருக்கு அரசன் (Aqua regia)

அநேகமாக எல்லா பொருள்களையும், ஒரு சிறிதளவேனும் கரைக்கக் கூடிய தன்மையை நீர் பெற்றுள்ளது. இது நீரின் ஒரு சிறப்புப் பண்பாகும். ஒரு பங்கு நைட்ரிக் அமிலமும், மூன்று பங்கு ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும் கலந்த கலவையில் நைட்ரிக் அமிலத்தால் கூடப் பாதிக்கப்படாத தங்கம், பிளாட்டினம், இரிடியம் போன்ற உலோகங்கள் கரைகின்றன. எனவே இக்கலவையை 'நீருக்கு அரசன்' என அழைக்கின்றோம்.

பயன்கள்

நைட்ரிக் அமிலம், சோதனைச் சாலையில், பயன்படும் ஒரு முக்கிய கனிம அமிலமாகும். தொழிற் துறையில் செயற்கை உரங்கள், வெடி மருந்துகள், செயற்கைப் பட்டுகள் முதலிய பலவகைப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதில் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. நைட்ரிக் அமிலம் பேரளவில் எப்படி உருவாக்கப்படுகிறது? கீழ்வரும் உலோகங்களுடன் அதன் வினையை விவரிக்க :—மக்னீசியம், துத்தநாகம். தாமிரம், இரும்பு.
[செ. ப. செப்டம்பர் 62]

2. நைட்ரிக் அமிலத்தை உருவாக்கப் பயன்படும் தற்கால முறை பற்றிய விவரிப்பைத் தருக. உலோகங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலம் புரியும் வினையைக் குறிக்க.
[செ. ப. செப்டம்பர் 63]

3. நைட்ரஜன் பென்டாக்சைடு தயாரிக்கும் விதத்தை விவரித்து அதன் பண்புகளைக் குறிப்பிடுக.
[செ. ப. செப்டம்பர் 64]

4. நைட்ரஸ் ஆக்சைடு தயாரிக்கும் விதத்தையும், அதன் பண்புகளையும் விவரிக்க. [செ. ப. செப்டம்பர் 65]

5. உலோகங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலம் புரியும் வினைகளை விவரிக்க. [செ. ப. செப்டம்பர் 65]

6. நைட்ரிக் அமிலத்திலிருந்து நைட்ரஜனின் ஏதாவது இரண்டு ஆக்சைடுகள் தயாரிக்கும் விதத்தை விவரிக்க. அதன் பண்புகள் யாவை?
[செ. ப. செப்டம்பர் 66]

7. நைட்ரஸ் அமில நீர்க்கரைசலை எவ்வாறு தயாரிக்கலாம்? இந்த அமிலம் வெப்பத்தால் எவ்வாறு பாதிக்கப்படுகிறது? [செ. ப. ஏப்ரல் 67]

8. நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு தயாரிக்கும் விதத்தையும், அதன் பண்புகளையும் விவரிக்க.
[செ. ப. செப்டம்பர் 67]

9. உலோகங்களுடனும், அலோகங்களுடனும் நைட்ரிக் அமிலம் புரியும் வினையை விவரிக்க. வேண்டிய இடங்களில் சமன்பாடுகளைத் தருக.
[செ. ப. செப்டம்பர் 67]

10. நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகள் பற்றி சுருக்கமாக விவரிக்க.
[செ. ப. செப்டம்பர் 69]

11. பெருமளவில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் முறைகளைத் தொகுத்து அவற்றில் பயன்படுத்தப்படும் பௌதிக, வேதித் தத்துவங்களைக் குறிப்பிடுக.

12. நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகளின் பெயர்களையும், மூலக் கூறு வாய்பாடுகளையும், இவற்றில் நைட்ரஜனின் இணைதிறனையும் அட்டவணைப்படுத்துக.

13. நைட்ரஜன் டைஆக்சைடின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை எவ்வாறு காணலாம் ?

14. நைட்ரஸ் ஆக்சைடு, நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு இவற்றின் வடிவ வாய்பாட்டைக் குறிப்பிடுக.

15. உலோகங்களுடன் நைட்ரிக் அமிலம் எவ்வாறு வினை புரிகின்றன ?

16. சிறு குறிப்பு வரைக :—

(அ) செயலறு நிலை

(ஆ) நீருக்கு அரசன்

(இ) நைட்ரோ தொகுதியேற்றம்

(ஈ) உலோகங்களின் நேர்மின் தன்மை

10. பாஸ்ஃபரஸ்
(Phosphorus)

பிராண்டு (Brand) என்ற விஞ்ஞானி 1669-ம் ஆண்டில் பாஸ்ஃபரஸை முதன்முதலாகத் தயாரித்தார். லவாய்சியர் (Lavoisear) என்ற பிரெஞ்சு விஞ்ஞானி, இது ஒரு தனிமம் என நிரூபித்து, இதன் சில பண்புகளைக் குறிக்கும் வகையில், இதற்கு பாஸ்ஃபரஸ் எனப் பெயரிட்டார். பாஸ்ஃபரஸ் என்றால் 'இருளில் ஒளிதரும் பொருள்' எனப் பொருள்படும்.

தோற்றம்

பாஸ்ஃபரஸ் வீரியமுள்ள ஓர் அலோகத் தனிமம். எனவே, இது தனிம நிலையில் இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை. பாஸ்ஃபரஸைப் பெற்றுள்ள முக்கிய கனிமங்களின் பெயர்களும், அவற்றின் வாய்பாடுகளும் பின்வருமாறு.

பெயர்	வாய்பாடு
1. பாஸ்ஃபோரைட் [Phosphorite]	$Ca_3(PO_4)_2$
2. குளோரர் அப்பாடைட் [Cholarapatite]	$3Ca_3(PO_4)_2CaCl_2$
3. ஃபுளோரர் அப்பாடைட் [Fluorapatite]	$3Ca_3(PO_4)_2CaF_2$
4. விவியனைட் [Viviatite]	$Fe_3(PO_4)_2 8H_2O$

விலங்கினங்களின் திசு நீரிலும், நரம்புகளிலும், மூளையிலும், பற்களிலும், எலும்புகளிலும் சில தாவரங்களின் காய் (வெண்டைக்காய்) கிழங்கு (சேப்பங்கிழங்கு) வகைகளிலும் கரிமச் சேர்மங்களாக பாஸ்ஃப்ரஸ் காணப்படுகின்றது. எலும்பு

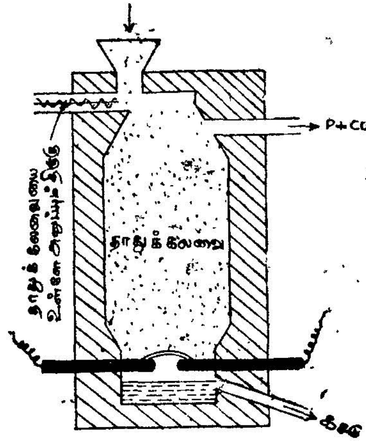
எரித்த சாம்பலில் சுமார் 60 சதவீதம் கால்சியம் பாஸ்ஃபேட் உள்ளது.

பிரித்தெடுத்தல் (Extraction)

எலும்புகளிலிருந்தும், இயற்கையில் கிடைக்கும் ஃபாஸ் ஃபோரைட் என்ற தாதுப் பொருளிலிருந்தும் பாஸ்ஃபரஸ் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகின்றது.

விலங்குகளின் எலும்புகளை பென்சீன், கார்பன் டைசல்ஃபைடு போன்ற கரிம, கரைப்பான்களினால் கழுவி, சேகரித்துக் கொள்கின்றனர். இவற்றைக் காற்று புகாத பெரிய இரும்பு வாலை களில், சிதைத்து வடித்து விலங்குக் கரியைப் (Animal charcoal) பெறுகின்றனர். இதனை எரித்தால் எலும்புச் சாம்பல் கிடைக் கின்றது. இதில் சுமார் 60 சதவீதம் கால்சியம் பாஸ்ஃபேட் உள்ளது.

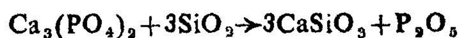
எலும்புச் சாம்பல், அல்லது நன்கு பொடி செய்யப்பட்ட பாஸ்ஃபோரைட் தாதுப் பொருளுடன் கல்கரி (Coke), மணல் இவற்றைத் தகுந்த விகிதத்தில் கலக்கின்றனர்.



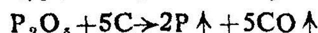
படம் 29

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஓர் மின் உலையில் இரண்டு, கிராஃபைட் தண்டுகளில் பொருத்தப்பட்டுள்ளன. கால்சியம் பாஸ்ஃபேட், கல்கரி, மணல் கலவையை மின் உலையில் எடுத்துக் கொண்டபின் கிராஃபைட் தண்டுகளை மின்வாய்களாகச் செயல்படும்படி மின் இணைப்பு செய்கின்றனர். மின்வாய்களுக்கிடையே மின்வில் தோன்றி, மின் உலை சுமார் 3000°C வெப்ப நிலையை அடைகிறது.

இந்த வெப்ப நிலையில், மணல், கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டு டன் வினையுற்றுப் பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்சைடு உருவாகின்றது. உடனேயே கல்கரி, பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்சைடை ஒடுக்கி, பாஸ்ஃபரஸும், கார்பன் மானாக்சைடும், வாயுப் பொருள் களாக மின் உலையை விட்டு வெளியேறுகின்றன. இவ்வினை களில் வினையும் கால்சியம் சிலிகேட் கசடாக (Slag) கீழே தங்கு கின்றது. மின் உலைகளில் நிகழும் வினைகளைக் கீழ்க்காணும் சமன்பாடுகளால் விளக்கலாம்.



$$Ca_3(PO_4)_2+3SiO_2 \rightarrow 3CaSiO_3+P_2O_5$$



$$P_2O_5+5C \rightarrow 2P\uparrow+5CO\uparrow$$

கசடுப்பொருள், மின்உலையின் கீழேயுள்ள திறப்பு வழி யாக வெளியேற்றப்படுகிறது. மின் உலையிலிருந்து வெளி யேறும் வாயுப் பொருட்களை நீரினுட் செலுத்தினால் பாஸ்ஃபரஸ் திண்மப் பொருளாகக் கிடைக்கின்றது.

இந்த முறையில் மின்சக்தி மிகுந்த வெப்ப நிலையைப் பெறு வதற்கு மட்டும் பயன்படுகிறது. எனவே இதனை மின்வெப்ப (Electro thermal) முறையென அழைக்கின்றோம்.

தூய்மைப்படுத்துதல்
[Purification]

மின் வெப்ப முறையில் கிடைக்கும் பாஸ்ஃபரஸ் மஞ்சள் நிறமுள்ளதாயிருக்கும். இதில் சில மாசுப்பொருட்கள் உள்ளன. இதனைச்சூடான நீரினுள் உருக்கி சிறிதளவு குரோமிக் அமிலத்தை (பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டும், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் சேர்ந்த கலவை) ஊற்றி நன்கு கலக்கினால் மாசுப் பொருட்கள் ஆக்சிகரணமடைந்து கசடாகப் பிரிகின்றது. கசடை நீக்கிய பின் உருகிய பாஸ்ஃபரத்தை மலையாட்டுத் தோல் (Chamois leather) வழியாகச் செலுத்தினால், தூய்மை யான பாஸ்ஃபரஸ் கிடைக்கின்றது. உருகின பாஸ்ஃபரஸை உருளை வடிவத்திலுள்ள குளிர்ந்த கண்ணாடிக் குழாய்களின் வழியாகச் செலுத்தி வெண்ணிற தூய்மையான பாஸ்ஃபரஸ் பெறப்படுகின்றது. இக்கட்டிகள் நீருக்கு அடியில் வைத்துப் பாதுகாக்கப்படுகின்றன.

பாஸ்ஃபரஸின் புறவேற்றுருவங்கள்
(Allotropes of Phosphorus)

பாஸ்ஃபரஸ் பல புற வேற்றுருவங்களில் உள்ளது. அவற்றுள் (1) வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் (2) சிவப்பு பாஸ்ஃ பரஸ் என்ற இரு வகைகள் முக்கியமானவை.

இவற்றைத் தவிர, (3) ஊதா (Violet) பாஸ்ஃபரஸ் (4) கருஞ்சிவப்பு (Scarlet) பாஸ்ஃபரஸ், (5) கருப்பு (Black) பாஸ்ஃபரஸ் என்ற மூன்று வகை படிவங்களிலும் பாஸ்ஃபரஸ் காணப்படும்.

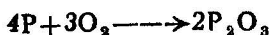
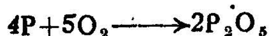
1. வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ்

பாஸ்ஃபரஸை அதனுடைய தாதுப்பொருள்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் பொழுது, இந்த வகை புற வேற்றுருவத்தில் தான் கிடைக்கின்றது.

இது வழவழப்பான, வெண்ணிறமான மெழுகு போன்ற திண்மப் பொருள். இதன் மணம், உள்ளிப் பூண்டின் மணத்தையொத்துள்ளது. இது நீரில் கரைவதில்லை. கரிமநீர் மங்கலான கார்பன் டைசல்ஃபைடு, பென்சீன் போன்ற கரைப்பான்களில் எளிதில் கரைகின்றது. இதன் உருகுநிலை 44°C இருட்டில் 30°C வெப்ப நிலையில் ஒருவித நீலநிற ஒளியுடன் பிரகாசிக்கும் தன்மையுடையது. சுமார் 45°C வெப்ப நிலையில் பச்சைநிற ஒளியுடன் பிரகாசிக்கின்றது. மிகுந்த நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது.

காற்றில் பாஸ்ஃபரஸ் எளிதில் தீப்பற்றி எரியக் கூடியது. இதன் எரிநிலை 30°C ஆகும். எனவே, இதனை நீருக்கு அடியில் வைத்துப் பாதுகாக்கின்றனர்.

காற்றில் எரியும் பொழுது சூழ்நிலைக்கேற்ப, பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடு, அல்லது பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடைத் தருகின்றது.


$$4P + 3O_2 \longrightarrow 2P_2O_3$$

$$4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$$

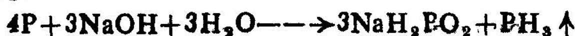
வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் மிகுந்த வீரியமுள்ள வகையாகும். சாதாரண வெப்ப நிலையில் குளோரினுடன் வினையுறுகின்றது. பிறவி நிலை ஹைட்ரஜனுடன் வினையுற்று பாஸ்ஃபீனைத் தருகின்றது.


$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$

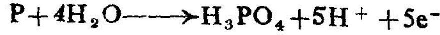
$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

$$P + 3H \longrightarrow PH_3.$$

வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலுடன் சேர்த்துச் சூடு செய்தால், பாஸ்ஃபீன் வாயு உருவாகின்றது.


$$4P + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow 3NaH_2PO_2 + PH_3 \uparrow$$

இது வீரியமுள்ள ஆக்சிஜனேற்றிகளால், ஏற்றம் அடைந்து பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கின்றது.



$$P + 4H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + 5H^+ + 5e^-$$



$$4P + 10HNO_3 + H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4 + 5NO + 5NO_2$$

2. சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ்

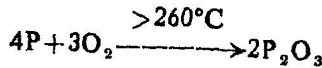
வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸை மந்த வாயுக்கள் சூழப்பட்ட நிலையில், சிறிது அயோடினுடன் (வினைவேக மாற்றி) கலந்து சுமார் 260°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினால் சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் கிடைக்கின்றது.

இவ்வகையில் கிடைக்கும் சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸில் சிறிதளவு மாற்றமடையாத வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் மாசுப் பொருளாகக் கலந்திருக்கும். இதனை, சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலினால் கழுவினால், வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் மட்டும் வினையுறும். மீதமுள்ளதை நீரில் பலமுறை கழுவி, குறைந்த வெப்ப நிலையில் உலர்த்தினால் உலர்ந்த தூய சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் கிடைக்கின்றது.

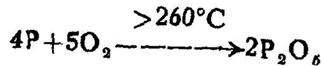
இது சிவப்பு நிறமுடைய பொடியாகும். இது மணமற்றது. நீரில் கரைவதில்லை. கார்பன்டைசல்ஃபைடிலும் கரைவதில்லை. நச்சுத்தன்மையற்றது. இருட்டில் பிரகாசிப்பதில்லை.

சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸை விட மிக்க வீரியம் குறைந்தது.

இதன் எரிநிலை 260°C ஆகும். இந்த வெப்ப நிலையில் தான் காற்றில் சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் தீப்பற்றி எரிந்து ஆக்சைடுகளைத் தருகின்றது.

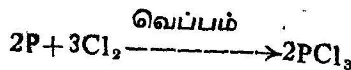


$$4P + 3O_2 \xrightarrow{>260^\circ C} 2P_2O_3$$

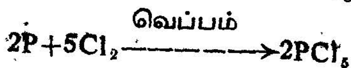


$$4P + 5O_2 \xrightarrow{>260^\circ C} 2P_2O_5$$

குளோரினுடன், வெப்பப் படுத்தினால் மட்டுமே வினைபுரிகின்றது.



$$2P + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} 2PCl_3$$



$$2P + 5Cl_2 \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} 2PCl_5$$

சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலுடன் எவ்வித வினையும் புரிவதில்லை.

சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸை மந்த வாயுக்கள் சூழப்பட்ட நிலையில் வெப்பப்படுத்தினால், பாஸ்ஃபரஸ் ஆவி கிடைக்கின்றது. இந்த ஆவியைக் குளிர்ந்த நீரின் வழியாகச் செலுத்தினால், வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ் கிடைக்கின்றது.

இந்த இருவகை புற வேற்றுருவங்களுக்குள்ள வேறுபாடுகள் கீழேயுள்ள அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

எண்	பண்புகள்	வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ்	சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ்
1	நிறம்	வெள்ளை	சிவப்பு
2	மணம்	உள்ளிப் பூண்டின் மணத்தையொத்தது	மணமற்றது
3	அடர்த்தி	1·83	2·2
4	எரிவெப்ப நிலை	30°C	260°C
5	கரை திறன்	CS_2ல் கரைகிறது	CS_2ல் கரைவதில்லை
6	இருட்டில் ஒளிர்தல்	ஒளிர்கிறது	ஒளிர்வதில்லை
7	ஆக்சிஜன், குளோரினுடன் வினை	உடனே கூடுகிறது	வெப்பப்படுத்தினால் கூடுகிறது
8	சூடான NaOH கரைசலுடன்	பாஸ்ஃபீனைத் தருகிறது	எவ்வித வினையும் இல்லை
9	நச்சுத்தன்மை	உடையது	இல்லை

(3) ஊதா பாஸ்ஃபரஸ்

அதிக அழுத்தத்தில் வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸுடன் மிகச் சிறிய அளவு சோடியத்தை (வினை வேக மாற்றி)யைக் கலந்து மந்த வாயுக்கள் சூழ் நிலையில் சுமார் 200°C க்கு வெப்பப்படுத்தினால் இது கிடைக்கின்றது. இது மிக்க நிலையற்ற தன்மையிலுள்ளது.

(4) கருஞ்சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ்

வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸை, பாஸ்ஃபரஸ், டிரைபுரோமைடு என்ற நீர்மத்தில் கரைத்துக் கிடைக்கும் பூரித கரைசலை மெர்க் குரியுடன் 240°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடு செய்தால், தூய கருஞ் சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் கிடைக்கின்றது. இதுவும் ஓரளவு நிலையற்றது.



$$2PBr_3 + 3Hg \longrightarrow 3Hg\,Br_2 + 2P$$

இவ்வகை பாஸ்ஃபரஸ், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைச லுடன் வினையுற்றுப் பாஸ்ஃபீனைத் தருகின்றது. வேதி வினை களில், வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸை ஒத்திருப்பினும், மிக்க வீரியம் குறைந்ததாயுள்ளது. சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸை விட வீரியமுள் ளது. நச்சுத் தன்மையற்றது. இது காற்றில் எளிதில் ஆக்சி கரணம் அடைவதில்லை. எனவே, இவ்வகை பாஸ்ஃபரஸ், பெருமளவில் தீக்குச்சி செய்யப் பயன்படுகிறது.

(5) கருப்பு பாஸ்ஃபரஸ்

வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸை, மந்த வாயுக்களின் சூழ்நிலையிலும் ஒரு சதுர சென்டி மீட்டருக்கு 12,000 கிலோ கிராம் அழுத்தத் திற்கு உட்படுத்திச் சுமார் 200°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத் தினல், கருப்பு பாஸ்ஃபரஸ் கிடைக்கின்றது.

இது மிக்க பொலிவுடனும், மின்சாரத்தைக் கடத்தும் திற னுடனும் இருப்பதால், இதனை உலோக பாஸ்ஃபரஸ் எனவும் அழைப்பதுண்டு. இவ்வகை பாஸ்ஃபரஸ் நிலைத்தன்மை யற்றது.

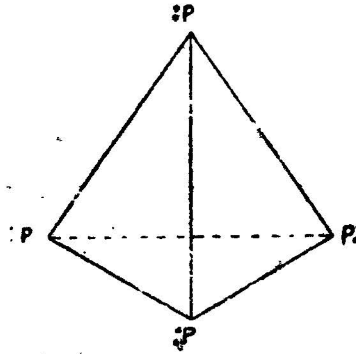
ஊதா, கருஞ்சிவப்பு, கருப்பு பாஸ்ஃபரஸ் வகைகளும், சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸைப் போலவே, மந்த வாயுக்கள் சூழ் நிலை யில் வெப்பப்படுத்தினல் ஆவியாக மாறக் கூடியவை. இந்த ஆவியைக் குளிர்ந்த நீரினுட் செலுத்தினல் வெள்ளை பாஸ்ஃ பரஸ் கிடைக்கின்றது.

மேலே விவரிக்கப்பட்ட ஐந்து வகை பாஸ்ஃபரஸும், பாஸ்ஃபரஸ் என்ற தனிமத்தின் புற வேற்றுருவங்களாகும். வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸை மற்ற வகைகளாகவும் மற்ற வகைகளை வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸாகவும் மாற்ற முடியும்.

ஒவ்வொரு வகை பாஸ்ஃபரஸிலும் ஒரே எடை எடுத்துக் கொண்டு, ஆக்சிஜன் அதிக அளவிலுள்ள சூழ்நிலையில் வெப் பப்படுத்தினல், பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடு என்ற ஒரே பொருள், ஒரே அளவில் கிடைக்கின்றது.

மூலக்கூறின் அமைப்பு

பாஸ்ஃபரஸின் மூலக்கூறில் நான்கு பாஸ்பரஸ் அணுக்கள் உள்ளன. எனவே அதன் மூலக்கூறுவாய்பாடு P_4 ஆகும். இந்த நான்கு பாஸ்ஃபரஸ் அணுக்களும் சக பிணைப்பினல் இணைக்கப்பட்டு நான்முகியின் (Tetrahedran) மூலைகளில் இருக்கின்றன.



படம் 30

பயன்கள்

சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸும், கருஞ்சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸும், காப்புத் தீக்குச்சிகளை (Safety matches)த் தயாரிப்பதில் பயன்படுகிறது.

பாஸ்ஃபரஸ் வெண்கலம் என்றழைக்கப்படும், ஒருவகை உலோகக் கலவையைத் தயார் செய்யப் பயன்படுகிறது.

மேலும் யுத்த களங்களில், புகைத் திரைகளை ஏற்படுத்தவும், சில வகை வெடிப் பொருள்கள் செய்யவும் பாஸ்ஃபரஸ் பயன்படுகிறது.

பாஸ்ஃபரஸ் சுற்று

நைட்ரஜனைப் போன்றே பாஸ்ஃபரஸும் தாவரங்களின் வளர்ச்சிக்கும், விலங்குகளின் வளர்ச்சிக்கும் தேவைப்படும் ஒரு முக்கியமான தனிமமாகும். பூமியில் பாஸ்ஃபரஸின் மதிப்பு குறையாமலிருக்க இயற்கையில் நிகழும் வினைகளைக் கீழே காணலாம்.

இவ்வினைகளினால் ஒவ்வொரு ஆண்டும் பூமியின் மேற்பரப்பிலுள்ள பாஸ்ஃபரஸின் அளவு சிறிதளவு குறைந்துகொண்டே

படம் 31

வருகின்றது. இக்காரணம் பற்றியே பயிரிடப்படும் பூமியில் பாஸ்ஃபேட் சேர்மங்களை எருக்களாகத் தொடர்ந்து பயன்படுத்தி வரவேண்டும்.

பாஸ்ஃபரஸ் ஆக்சைடுகள்

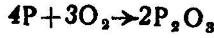
பாஸ்ஃபரஸ் நான்கு ஆக்சைடுகளைத் தருகின்றது. அவற்றின் பெயர்களும், மூலக்கூறு வாய்பாடுகளும், பின் வருமாறு :

எண்	பெயர்	மூலக்கூறுவாய்பாடு
1.	பாஸ்ஃபரஸ் டிரி ஆக்சைடு [Phosphorus trioxide]	P_2O_3
2.	பாஸ்ஃபரஸ் டெட்ராக்சைடு [Phosphorus tetraoxide]	P_2O_4
3.	பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடு [Phosphorus pentoxide]	P_2O_5
4.	பாஸ்ஃபரஸ் பெர் ஆக்சைடு [Phosphorus peroxide]	P_2O_6

இவற்றுள் பாஸ்ஃபரஸ், டிரை ஆக்சைடும், பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடுமே முக்கியம் வாய்ந்தவை.

பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடு (P_2O_3)

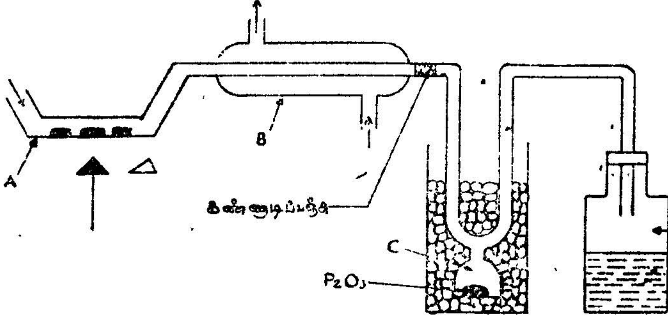
குறைந்த அளவு காற்றோட்டத்தில் பாஸ்ஃபரத்தை மெது வாக எரியச் செய்தால் அதிக அளவில் பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடும், மிகக் குறைந்த அளவில் பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக் சைடும் உருவாகின்றன.



$$4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$$

தயாரித்தல்

படத்தில் காட்டியது போன்ற அமைப்புள்ள எரிகுழாயில் (A) சிறிதளவு பாஸ்ஃபரஸ் துண்டுகளை எடுத்துக் கொண்டு எரி குழாயுடன் ஒரு (B) லீபிக் ஆற்று கலத்தை (Leibig condenser) இணை. ஆற்று கலத்தில் 60°C வெப்ப நிலையிலுள்ள நீர் பாயும் படி செய். ஆற்று கலத்தின் மறு புறத்தை U வடிவிலும், அதன் அடியில் கொள்கல அமைப்புமுள்ள ஒரு கருவியுடன் இணைத் துக் கொள். இக் கருவியின் மறுபுறத்தை நீர் நிரம்பியுள்ள (D) கண்ணாடி ஜாடியுடன் இணை.



படம் 32.

இந்த நீர் தொட்டியிலுள்ள குழாயை (E) திறப்பதன் மூலம், ஒரே சீரான அளவில் காற்று சாதனத்தினுள் இழுக்கப் படுகின்றது.

எரிகுழாயிலுள்ள பாஸ்ஃபரத்தைச் சீராக வெப்பப்படுத்தி எரியச் செய்தால், பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடும், சிறிதளவு பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடும், ஆவிப் பொருள்களாக உரு வாகின்றன. பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடு 60°C வெப்ப நிலை

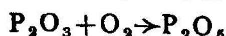
யில் திண்மப் பொருளாக மாறி, ஆற்று கலத்தின் இறுதியில் வைக்கப்பட்டுள்ள கண்ணாடிப் பஞ்சினால் தடுத்து நிறுத்தி வைக்கப்படுகின்றது.

வாயுப் பொருளான பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடு உறை கலவையில் அமிழ்த்து வைக்கப்பட்டுள்ள U வடிவக் குழாயின் வழியாகச் செல்லும் பொழுது, நீர்மமாக மாறி U குழாயின் அடியிலுள்ள கொள் கலத்தை அடைகின்றது. இங்கு இது மேலும் குளிர்வடைந்து திண்மப் பொருளாகக் கொள்கலத்தில் சேகரிக்கப்படுகின்றது.

பண்புகள்

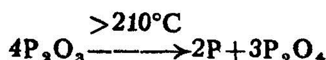
பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடு மெழுகு போன்ற தோற்றமுடைய வெண்ணிறத் திண்மப் பொருள். இதன் உருகுநிலை 23·5°C. இதன் கொதிநிலை 173·1°C. இது உள்ளிப் பூண்டின் மணத்தைப் பெற்றுள்ளது.

இது சாதாரண வெப்பநிலையில் நிலைத் தன்மையுள்ளது. இதைக் காற்றுடன் வெப்பப்படுத்தினால் எளிதில் எரிந்து பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடைத் தருகின்றது.



$$P_2O_3+O_2 \rightarrow P_2O_5$$

இதனை 210°C வெப்பநிலைக்கு, மந்த வாயுக்கள் சூழ்நிலையில் வெப்பப்படுத்தினால் சிதைவடைந்து சிகப்பு பாஸ்ஃபரஸும், பாஸ்ஃபரஸ் டெட்ராக்சைடும் உருவாகின்றன.



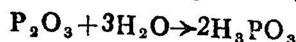
$$4P_2O_3 \xrightarrow{>210^\circ C} 2P+3P_2O_4$$

குளோரினுடன் வினையுறும்பொழுது $POCl_3$-ம் PO_2Cl-ம் உருவாகின்றன.



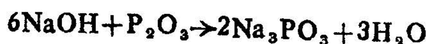
$$P_2O_3+2Cl_2 \rightarrow POCl_3+PO_2Cl$$

இது ஓர் அமில ஆக்சைடு. நீரில் எளிதில் கரைந்து பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தைத் தருகின்றது. எனவே, இது பாஸ்ஃபரஸ் அமில நீரிலி என அழைக்கப்படுகின்றது.

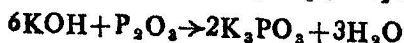


$$P_2O_3+3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$$

காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று பாஸ்ஃபைட் உப்புகளைத் தருகின்றது.



$$6NaOH+P_2O_3 \rightarrow 2Na_3PO_3+3H_2O$$



$$6KOH+P_2O_3 \rightarrow 2K_3PO_3+3H_2O$$

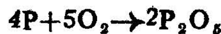
மூலக்கூறு வாய்பாடு

பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடின், ஆவி அடர்த்தி, உறை நிலைத் தாழ்வு, இவற்றிலிருந்து இதன் வாய்பாடு P_4O_6 ஆக இருக்க வேண்டுமென்று அறியப்படுகின்றது.

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடு (P_2O_5)

தயாரித்தல்

பாஸ்ஃபரஸை மிகுந்த அளவு காற்று அல்லது ஆக்சிஜனுடன் வெப்பப்படுத்தினால் பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடு பெறப்படுகின்றது. இதனைப் பாஸ்ஃபாரிக் ஆக்சைடு எனவும் அழைப்பதுண்டு.



$$4P+5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

பண்புகள்

இது தூய நிலையில் வெண்ணிறப் பொடியாக உள்ளது, மணமற்றது. 250°C வெப்ப நிலையில் இது பதங்க மடைகின்றது. (Sublimation)

இது ஓர் அமில ஆக்சைடாகும். எளிதில் நீரில் கரைந்து பாஸ்ஃபாரிக் அமிலங்களைத் தருகின்றது. குளிர்ந்த சிறிதளவு நீருடன் வினையுற்று மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைத் தருகின்றது.



$$P_2O_5+H_2O \rightarrow 2HPO_3$$

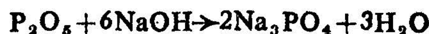
இதனை அதிக அளவு நீருடன் சேர்த்துக் கொதிக்க வைத்தால் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$P_2O_5+3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடைப் பாஸ்ஃபாரிக் அமில நீரிலி என அழைக்கலாம்.

இது காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று பாஸ்ஃபேட் உப்புகளைத் தருகின்றது.

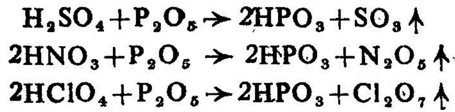


$$P_2O_5+6NaOH \rightarrow 2Na_3PO_4+3H_2O$$



$$P_2O_5+6KOH \rightarrow 2K_3PO_4+3H_2O$$

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடுக்கு நீரின் மீது அதிக நாட்டமுள்ளதால் அமிலங்களுடன் வினையுற்றால் அமில நீரிலிகளைத் தருகின்றது.



$$H_2SO_4 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + SO_3 \uparrow$$
$$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5 \uparrow$$
$$2HClO_4 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + Cl_2O_7 \uparrow$$

பயன்கள்

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடு எளிதில் நீரை உறிஞ்சும் (Hygroscopic) பண்பைப் பெற்றுள்ளது. எனவே, இது வாயுப் பொருள்களை உலர்த்தப் பயன்படுகிறது. N_2O_5, Cl_2O_7 போன்ற ஆக்சைடுகளைப் பெறவும், பாஸ்ஃபாரிக் அமிலங்களைப் பெறுவதற்கும் இது பயன்படுகிறது.

மூலக்கூறு வாய்பாடு

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடின் ஆவி அடர்த்தி, இது இரட்டை மூலக்கூறுகளாக நிலவுவதை உணர்த்துவதால், இதனை P_4O_{10} எனவும் குறிப்பிடுவதுண்டு.

பாஸ்ஃபரஸின் ஆக்சி-அமிலங்கள்
(Oxy-acids of Phosphorus)

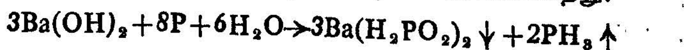
பாஸ்ஃபரஸ் பல ஆக்சி-அமிலங்களைத் தருகின்றது. இவற்றை 'அஸ்' (-ous) அமிலங்களென்றும், 'இக்' (-ic) அமிலங்களென்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். ஒவ்வொரு வகையிலும் உள்ள அமிலங்களின் பெயர்களும், அவற்றின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளும் அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன. (பக்கம் 149.)

'அஸ்' அமிலங்கள் குறைந்த உருகு நிலையைப் பெற்றுள்ளன. இவைகளின் கரைசல்கள் நிலையற்றவை. இவை ஹைட்ரஜனைவிட சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கிகளாக விளங்குகின்றன.

'இக்' வகையைச் சேர்ந்த அமிலங்கள், நிலையானவை. இவைகள் வீரியம் குறைந்த அமிலங்களாக விளங்குகின்றன.

ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் (H_3PO_2)
தயாரித்தல்

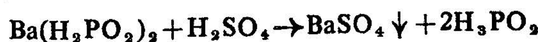
வெள்ளைப் பாஸ்ஃபரத்தை பேரியம் ஹைட்ராக்சைடின் பூரிதக் கரைசலுடன் (Saturated solution) கலந்து, வெப்பப்படுத்தினால் பாஸ்ஃபீன் வாயு வெளிப்பட்டும், பேரியம் ஹைப்போ பாஸ்ஃபைட் வீழ்படிவாகவும் கிடைக்கின்றது.



$$3Ba(OH)_2 + 8P + 6H_2O \rightarrow 3Ba(H_2PO_2)_2 \downarrow + 2PH_3 \uparrow$$

எண்	வகை	அமிலத்தின் பெயர்	மூலக்கூறு வாய்பாடு
I	அஸ் (-ous)		
1.		ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் (Hypophosphorus Acid)	H_3PO_2
2.		பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் (Phosphorus Acid)	H_3PO_3
II	இக் (-ic)		
3.		ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (Ortho Phosphoric Acid)	H_3PO_4
4.		பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (Pyro Phosphoric Acid)	$H_4P_2O_7$
5.		மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (Meta Phosphoric Acid)	HPO_3

பேரியம் ஹைப்போ பாஸ்ஃபைட் வீழ்படிவை மட்டும் பிரித்தெடுத்து அதனுடன் கணக்கிட்ட அளவு, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைக் கலந்து கலக்கினல் பேரியம் சல்ஃபேட் வீழ்படிவும், ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலக் கரைசலும் கிடைக்கின்றன.



$$Ba(H_2PO_2)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2H_3PO_2$$

பேரியம் சல்ஃபேட் வீழ்படிவை வடிகட்டி நீக்கியபின், கரைசலை 0°C வெப்பநிலைக்கு குளிரச் செய்தால், ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் நிறமற்ற படிகங்களாகக் கிடைக்கின்றன.

பண்புகள்

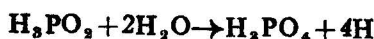
இது நிறமற்ற பாகுபோன்ற நீர்மம். இது 0°C-க்கு குறைந்த வெப்ப நிலையில் நிறமற்ற படிகங்களாக உள்ளது. நீரில் கரையக்கூடியது. நீர்க்கரைசல் நிலையற்றதாக உள்ளது.

ஹைப்போ - பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தைச் சூடு செய்தால் தானாக ஆக்சிகரனமும் ஒடுக்கமும் (Self Oxidation and Reduction) அடைந்து பாஸ்ஃபீன் வாயுவையும், பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தையும் தருகின்றது.



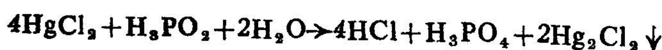
$$2H_3PO_2 \rightarrow PH_3\uparrow + H_3PO_4$$

இந்த அமிலம் சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாக செயல் புரிகின்றது.

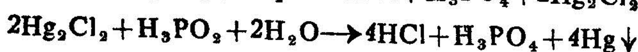


$$H_3PO_2 + 2H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 4H$$

ஹைப்போ - பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்துடன் மெர்க்யூரிக் குளோரைடு கரைசலைக் கலந்தால், முதலில் வெள்ளை நிற மெர்க்யூரஸ் குளோரைடு (வீழ்படிவு) ஆகவும் பிறகு மெர்க்யூரியாகவும் (கருப்பு நிற வீழ்படிவு) ஒடுக்கப்படுகின்றது.

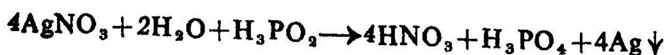


$$4HgCl_2 + H_3PO_2 + 2H_2O \rightarrow 4HCl + H_3PO_4 + 2Hg_2Cl_2\downarrow$$

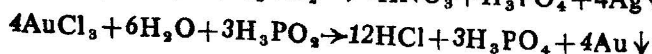


$$2Hg_2Cl_2 + H_3PO_2 + 2H_2O \rightarrow 4HCl + H_3PO_4 + 4Hg\downarrow$$

இது வெள்ளி, தங்கம் போன்ற உலோகங்களின் உப்புக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று, அவற்றை உலோகங்களாக ஒடுக்குகின்றது.

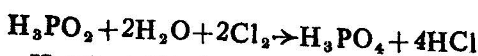


$$4AgNO_3 + 2H_2O + H_3PO_2 \rightarrow 4HNO_3 + H_3PO_4 + 4Ag\downarrow$$

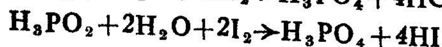


$$4AuCl_3 + 6H_2O + 3H_3PO_2 \rightarrow 12HCl + 3H_3PO_4 + 4Au\downarrow$$

ஹைப்போ-பாஸ்ஃபரஸ் அமிலக் கரைசலுடன், குளோரின் அல்லது அயோடின், வினையுற்றால் அவை முறையே ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமாகவும், ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலமாகவும் ஒடுக்கப்படுகின்றன.

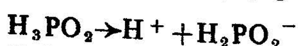


$$H_3PO_2 + 2H_2O + 2Cl_2 \rightarrow H_3PO_4 + 4HCl$$

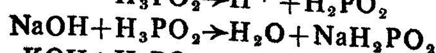


$$H_3PO_2 + 2H_2O + 2I_2 \rightarrow H_3PO_4 + 4HI$$

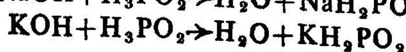
ஹைப்போ - பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தின் காரத்துவம் ஒன்றாகும். இது காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று ஹைப்போ பாஸ்ஃபைட் உப்புகளைத் தருகின்றது.



$$H_3PO_2 \rightarrow H^+ + H_2PO_2^-$$



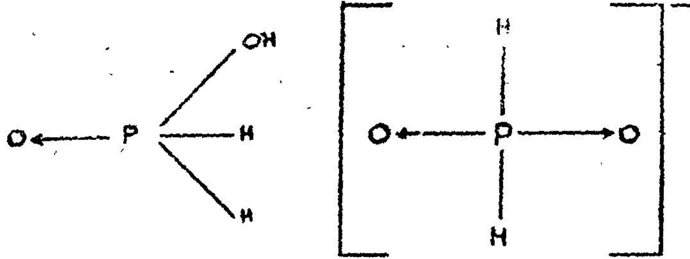
$$NaOH + H_3PO_2 \rightarrow H_2O + NaH_2PO_2$$



$$KOH + H_3PO_2 \rightarrow H_2O + KH_2PO_2$$

வடிவ வாய்பாடு

ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தின் பண்புகளைக் கீழ்க் கண்ட அதன் வடிவ வாய்பாடால் விளக்கலாம்.

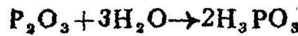


ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் ஹைப்போ பாஸ்ஃபைட் அயனி

பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் (H_3PO_3)

தயாரித்தல்

(அ) பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடை நீரில் கரைத்தால் பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$$

(ஆ) பாஸ்ஃபரஸ் டிரை குளோரைடு, நீரினால் பகுக்கப் பட்டால் பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் உருவாகின்றது.



$$PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HCl$$

இவ்வகைகளில் கிடைக்கும் அமிலக் கரைசலைக் குறைந்த வெப்ப நிலையில் அடர்வுபடுத்தி, மேலும் குளிர்வுபடுத்தினால் பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் வெண்ணிறப் படிகங்களாகப் பிரி கின்றது.

பண்புகள்

இது வெண்ணிறமான படிகத் திண்மப் பொருள். நீரில் மிகுதியாகக் கரைகின்றது.

இதனை வெப்பப்படுத்தினால், தானே ஆக்சிகரணமும் ஒடுக் கமும் அடைந்து பாஸ்ஃபீனையும் பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தையும் தருகின்றது.



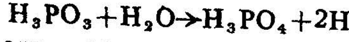
$$4H_3PO_3 \rightarrow 3H_3PO_4 + PH_3$$

இது எளிதில் பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாக ஏற்றமடைவதால் ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகின்றது.

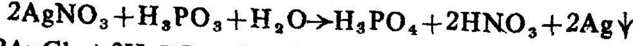


$$H_3PO_3 + [O] \rightarrow H_3PO_4$$

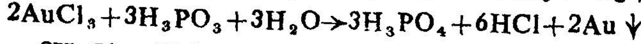
இது தங்கம், வெள்ளி போன்ற உலோகங்களின் உப்புக் கரைசல்களை உலோகங்களாகவும், மெர்க்யூரிக் குளோரைடை மெர்க்யூரஸ் குளோரைடாகவும் ஒடுக்குகின்றது.



$$H_3PO_3+H_2O \rightarrow H_3PO_4+2H$$



$$2AgNO_3+H_3PO_3+H_2O \rightarrow H_3PO_4+2HNO_3+2Ag\downarrow$$



$$2AuCl_3+3H_3PO_3+3H_2O \rightarrow 3H_3PO_4+6HCl+2Au\downarrow$$



$$2HgCl_2+H_3PO_3+H_2O \rightarrow H_3PO_4+2HCl+Hg_2Cl_2\downarrow$$

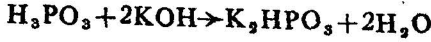
பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தின் காரத்துவம் இரண்டாகும். இது காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று பாஸ்ஃபைட்டுகளைத் தருகின்றது.



$$H_3PO_3 \rightarrow 2H^{+}+HPO_3^{--}$$



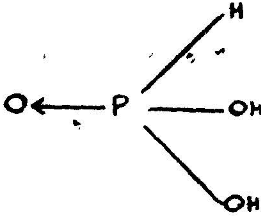
$$H_3PO_3+2NaOH \rightarrow Na_2HPO_3+2H_2O$$



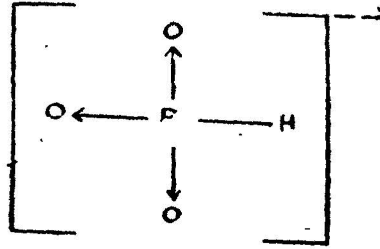
$$H_3PO_3+2KOH \rightarrow K_2HPO_3+2H_2O$$

வடிவ வாய்பாடு

பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தின் கீழ்க்கண்ட வடிவ வாய்பாட்டைப் பெற்றுள்ளது.



பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம்



பாஸ்ஃபைட் அயனி

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (H_3PO_4)

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைப் பல முறைகளில் தயாரிக்கலாம்.

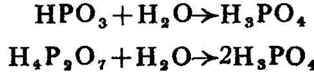
தயாரித்தல்

(அ) பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடை அதிக அளவு நீருடன் கலந்து வெப்பப்படுத்தினல் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



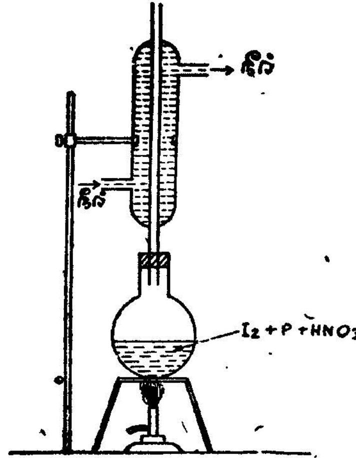
$$P_2O_5+3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

(ஆ) மெட்டா, பைரோ போன்ற பிற பாஸ்ஃபாரிக் அமிலங்களுடன் அதிக அளவில் நீரைக் கலந்து வெப்பப்படுத்தினல், ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



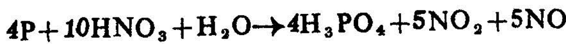
$$HPO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$$
$$H_4P_2O_7 + H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

(இ) சோதனைச்சாலையில், சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ், அடர் நைட்ரிக் அமிலம் இரண்டையும் ஒரு குடுவையில் எடுத்துக் கொண்டு குடுவையின் வாயை ஒரு லீபிக் ஆற்று கலத்துடன் பொருத்து.



படம் 33

குடுவையிலுள்ள கலவையுடன் இரண்டு, மூன்று அயோடின் (வினைவேக மாற்றி) படிகங்களைச் சேர்த்து, ஆற்றுக் கலனில் குளிர்ந்த நீரைச் செலுத்தி, ஆவி மீள் கொதிப்பு (Reflux) முறையில் அதிக நேரம் காய்ச்சுதல் வேண்டும். சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தால் ஆக்சிகரணமடைந்து ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் உருவாகின்றது.



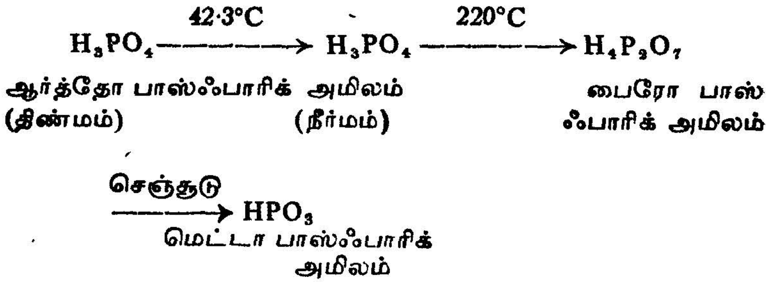
$$4P + 10HNO_3 + H_2O \rightarrow 4H_3PO_4 + 5NO_2 + 5NO$$

குடுவையிலிருந்து பழுப்பு நிற வாயுக்கள் ($NO_2 + NO$) வெளியேறுவது நின்றவுடன், சூடுபடுத்துவதை நிறுத்தி, குடுவை

யிலுள்ள பொருள்களை, உறை கலவையில் குளிரச் செய்தால், ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் படிகங்களாகப் பிரிகின்றது.

பண்புகள்

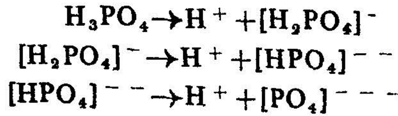
ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம், நிறமற்ற படிகத் திண்மப் பொருள். இதன் உருகுநிலை 42·3°C. இதனை மேலும் சூடு செய்தால் 220°C வெப்ப நிலையில் பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாகவும், மேலும் செஞ்சூடு நிலைக்கு வெப்பப்படுத்தினால், மெட்டா-பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாகவும் மாறுகின்றது.



$$H_3PO_4 \xrightarrow{42\cdot3°C} H_3PO_4 \xrightarrow{220°C} H_4P_2O_7$$

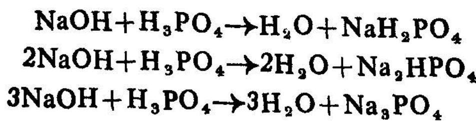
$$\xrightarrow{\text{செஞ்சூடு}} HPO_3$$

இது எளிதில் நீரில் கரையக் கூடியது. கரைசலில், மூன்று நிலைகளில் (Stages) அயனிகளாகப் பிரிகையடைகின்றது.



$$H_3PO_4 \rightarrow H^+ + [H_2PO_4]^-$$
$$[H_2PO_4]^- \rightarrow H^+ + [HPO_4]^{--}$$
$$[HPO_4]^{--} \rightarrow H^+ + [PO_4]^{---}$$

எனவே, ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம், காரக் கரைசலுடன் வினையுறும்பொழுது மூன்று வகையான உப்புகளைத் தருகின்றது.

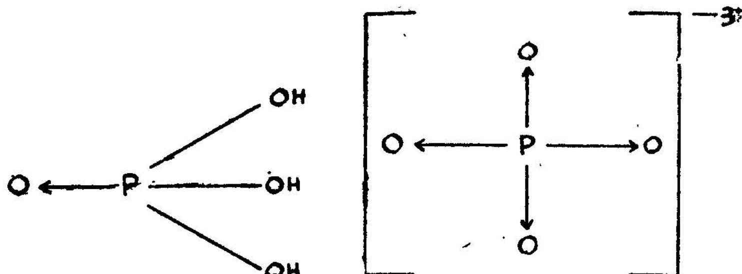


$$NaOH + H_3PO_4 \rightarrow H_2O + NaH_2PO_4$$
$$2NaOH + H_3PO_4 \rightarrow 2H_2O + Na_2HPO_4$$
$$3NaOH + H_3PO_4 \rightarrow 3H_2O + Na_3PO_4$$

இந்த உப்புகளை முறையே, ஓரிணைய, ஈரிணைய, மூவிணைய (Primary, Secondary, Tertiary) சோடியம் பாஸ்ஃபேட்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

வடிவ வாய்பாடு

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தின் காரத்துவம் மூன்றாக உள்ளதால் இதன் வடிவ வாய்பாடு பின்வருமாறு.

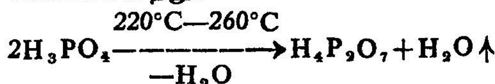


ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்   பாஸ்ஃபேட் அயனி

பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் ($H_4P_2O_7$)

தயாரித்தல்

(அ) தூய ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தை 220°C—260°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினால், பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$2H_3PO_4 \xrightarrow[-H_2O]{220^\circ C - 260^\circ C} H_4P_2O_7 + H_2O\uparrow$$

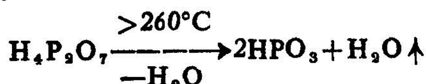
(ஆ) ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தையும், மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தையும், சமமோலார் (Equimolar) அளவில் கலந்து 100°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடு செய்தால், பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$H_3PO_4 + HPO_3 \rightarrow H_4P_2O_7$$

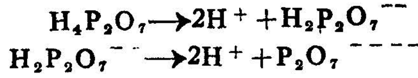
பண்புகள்

இது சாதாரண வெப்ப நிலையில், நிறமற்ற பாகையொத்த நீர்மப் பொருள். இதனைக் குளிரச் செய்தால் நிறமற்ற திண்மப் பொருள் கிடைக்கின்றது. இதை 260°C-க்கு மேல் சூடு செய்தால் மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் என்ற திண்மப் பொருள் கிடைக்கின்றது.



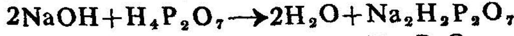
$$H_4P_2O_7 \xrightarrow[-H_2O]{>260^\circ C} 2HPO_3 + H_2O\uparrow$$

பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் எளிதில் நீரில் கரையக்கூடியது. இதன் காரத்துவம் நான்காக இருப்பினும் நீர்க் கரைசலில், இரண்டு நிலைகளில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றது.



$$H_4P_2O_7 \rightarrow 2H^+ + H_2P_2O_7^{--}$$
$$H_2P_2O_7^{--} \rightarrow 2H^+ + P_2O_7^{----}$$

எனவே, இந்த அமிலம், காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று இரண்டு வகை உப்புகளை மட்டும் தருகின்றது.



$$2NaOH + H_4P_2O_7 \rightarrow 2H_2O + Na_2H_2P_2O_7$$



$$4NaOH + H_4P_2O_7 \rightarrow 4H_2O + Na_4P_2O_7$$

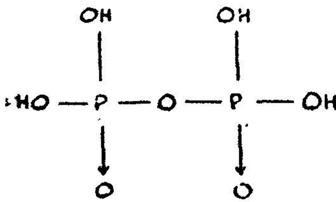
இந்த அமிலத்தை நீருடன் கலந்து வெப்பப்படுத்தினால் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



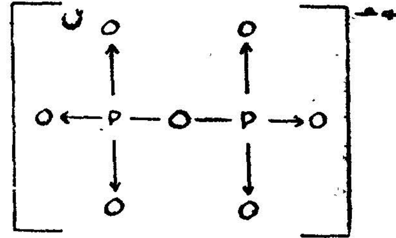
$$H_4P_2O_7 + H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$$

வடிவ வாய்பாடு

பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தின் காரத்துவம் நான்காகையால் அதன் வடிவ வாய்பாடு பின்வருமாறு :



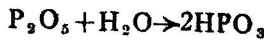
பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்



பைரோ பாஸ்ஃபேட் அயனி

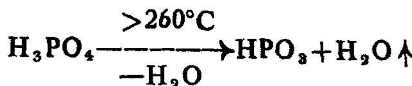
மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (HPO_3)
தயாரித்தல்

(அ) பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்சைடை மிகக் குறைந்த அளவு, குளிர்ந்த நீரில் கரைத்தால் மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.

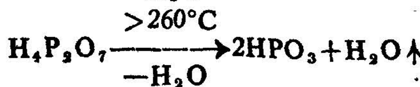


$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$$

(ஆ) ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம், அல்லது பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம், 260°C வெப்பநிலைக்குமேல் சூடுபடுத்தப் படும்பொழுது மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.



$$H_3PO_4 \xrightarrow[-H_2O]{>260^\circ C} HPO_3 + H_2O\uparrow$$



$$H_4P_2O_7 \xrightarrow[-H_2O]{>260^\circ C} 2HPO_3 + H_2O\uparrow$$

பண்புகள்

இது ஒரு நிறமற்ற கண்ணாடி போன்ற திண்மம். இதற்கு நீரின் மேல் நாட்டம் அதிகம். இது ஒரு நீர்க்கும் (Deliquiscent) திண்மப் பொருள்.

இதை நீருடன் கலந்து கொதிக்க வைத்தால் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கின்றது.

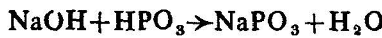


$$HPO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$$

இதன் காரத்துவம் ஒன்று. காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று மெட்டா பாஸ்ஃபேட்டுகளைத் தருகின்றது.



$$HPO_3 \rightarrow H^+ + PO_3^-$$



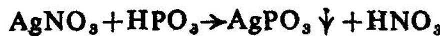
$$NaOH + HPO_3 \rightarrow NaPO_3 + H_2O$$



$$KOH + HPO_3 \rightarrow KPO_3 + H_2O$$

இது முட்டை வெள்ளையைத் திரிதல் (Coagulation) அடையச் செய்கின்றது.

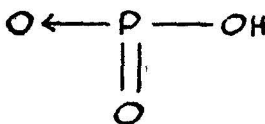
சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலுடன் வினையுற்று சில்வர் மெட்டா பாஸ்ஃபேட் என்ற வெண்மையான வீழ்படிவைக் கொடுக்கின்றது.



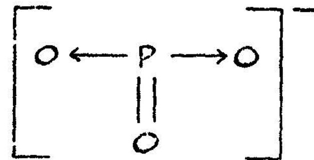
$$AgNO_3 + HPO_3 \rightarrow AgPO_3 \downarrow + HNO_3$$

வடிவ வாய்பாடு

மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தின் காரத்துவம் ஒன்று. இதன் வடிவ வாய்பாடு பின்வருமாறு.

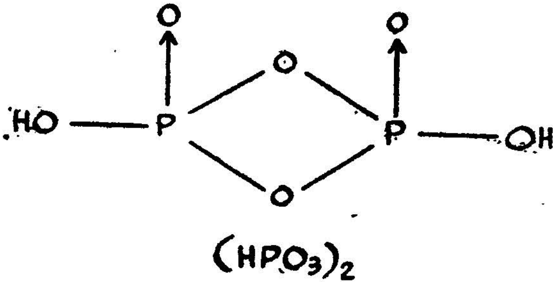


மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்



மெட்டா பாஸ்ஃபேட் அயனி

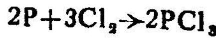
ஆவி நிலையில் மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் இரட்டை அமைப்பை (Dimer) பெற்றிருப்பதாகக் கருதப்படுகிறது.



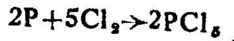
பாஸ்ஃபரஸ் குளோரைடுகள் (Halides of Phosphorus)

பாஸ்ஃபரஸ் எளிதில் உப்பீனிகளுடன் வினையுறக் கூடியது. அவற்றுள் குளோரைடுகள் முக்கியத்துவம் வாய்ந்தவை.

பாஸ்ஃபரஸ் குளோரினுடன் வினையுற்று சூழ்நிலைக்கேற்ப பாஸ்ஃபரஸ் டிரைகுளோரைடையும், பாஸ்ஃபரஸ் பென்டா குளோரைடையும் தருகின்றது.



$$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$$



$$2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5$$

பாஸ்ஃபரஸ் டிரைகுளோரைடு (PCl_3)

பாஸ்ஃபரஸ் அதிக அளவாகவும், குளோரின் குறைந்த அளவிலும், வினையுறச் செய்தால் பாஸ்ஃபரஸ் டிரை குளோரைடு உருவாகின்றது.

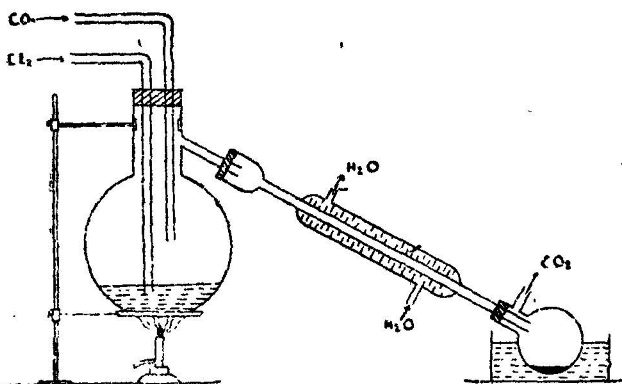


$$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$$

தயாரித்தல்

படத்தில் காட்டியதுபோன்ற வாலைக்குடுவையில் (Distillation Flask) சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸ் எடுத்துக்கொண்டு, வாலையின் வெளிப்போக்குக் குழாயை ஒரு லீபிக் ஆற்று கலத்துடன் இணை. வாலைக் குடுவையை இரு துளை அடைப்பானுல் மூடி ஒரு துளை வழியாகக் குளோரின் வாயு செல்லும் குழாயையும், மற்ரொரு துளை வழியாக கார்பன்டை ஆக்சைடு வாயு செல்லும் குழாயையும் படத்தில் காட்டியவாறு பொருத்து. லீபிக் ஆற்று கலத்தின் மற்ரொரு முனையைப் பக்கக் குழாயுடைய ஒரு குடுவையுடன் இணைத்துக் குடுவையைக் குளிரச் செய்.

குளோரினைச் சீராகச் செலுத்தி. குடுவையிலுள்ள பாஸ்ஃபரத்தை வெப்பப்படுத்து. சீரான வேகத்தில் கார்பன்



படம் 84.

டைஆக்சைடையும் குடுவையினுள் செலுத்து. குளிர்ந்த நீரை லீபிக் ஆற்று கலத்தில் செலுத்து.

இந்நிலையில் குளோரின் வாயு, கார்பன் டைஆக்சைடு வாயுவினால் விளாவப்பட்டுச் சீரான, கட்டுப்படுத்தப்பட்ட அளவில் பாஸ்ஃபரஸுடன் வினையுறுகிறது.



$$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$$

இவ் வினையில் உருவான பாஸ்ஃபரஸ் டிரைகுளோரைடு, கார்பன் டைஆக்சைடினால் வாலையினின்றும் வெளியேற்றப் படுகின்றது. பாஸ்ஃபரஸ் டிரைகுளோரைடு வாயுவும், கார்பன் டைஆக்சைடும், ஆற்றுகலன் வழியாக வரும்பொழுது குளிர்விக்கப்பட்டு, பாஸ்ஃபரஸ் டிரைகுளோரைடு மட்டும் நீர்ம நிலையை அடைகின்றது.

பாஸ்ஃபரஸ் டிரைகுளோரைடு குளிர்விக்கப்பட்ட பக்கக் குழாயுடைய குடுவையில் சேகரிக்கப்படுகின்றது. கார்பன்டை ஆக்சைடு வாயு பக்கக் குழாயின் வழியே வெளியேறுகின்றது.

பண்புகள்

பாஸ்ஃபரஸ் டிரை குளோரைடு, நிறமற்ற எண்ணெய் போன்ற நீர்மம். இதன் கொதிநிலை 76°C. அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தின் மணத்தையுடையது.

இது மிக எளிதில் நீருடன் வினைபுரியக்கூடியது. இக் காரணத்தால் இது ஈரக்காற்றில் புகைகிறது.

நீராற் சிதைவடைந்து (Hydrolysis) முதலில் பாஸ்ஃபரஸ் ஆக்சி குளோரைடையும் பின் பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தையும் தருகின்றது.

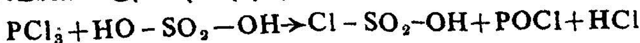


$$PCl_3 + H_2O \rightarrow POCl + 2HCl$$



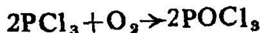
$$POCl + 2H_2O \rightarrow H_3PO_3 + HCl$$

இது அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று குளோரோ சல்ஃபானிக் அமிலத்தைத் தருகின்றது.



$$PCl_3 + HO-SO_2-OH \rightarrow Cl-SO_2-OH + POCl + HCl$$

இது ஒரு நிறைவுறுச் (Unsaturated) சேர்மம். இது எளிதில் ஆக்சிஜன், குளோரின் முதலியவற்றுடன் கூடி முறையே ஆக்சி குளோரைடையும், பென்டா குளோரைடையும் தருகின்றது.

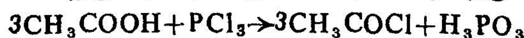


$$2PCl_3 + O_2 \rightarrow 2POCl_3$$

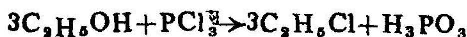


$$PCl_3 + Cl_2 \rightarrow PCl_5$$

பாஸ்ஃபரஸ் டிரைகுளோரைடு அசிட்டிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று, அசிட்டைல் குளோரைடையும், ஈத்தைல் ஆல்கஹாலுடன் வினையுற்று ஈத்தைல் குளோரைடையும் தருகின்றது.



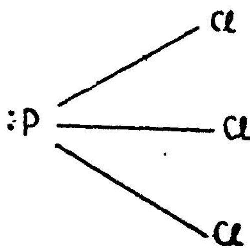
$$3CH_3COOH + PCl_3 \rightarrow 3CH_3COCl + H_3PO_3$$



$$3C_2H_5OH + PCl_3 \rightarrow 3C_2H_5Cl + H_3PO_3$$

வடிவ வாய்பாடு

பாஸ்ஃபரஸ் டிரை குளோரைடின் வேதிப் பண்புகளைக் கருத்தில் கொண்டு கீழ்க் கண்ட வாய்பாடு கொடுக்கப்படுகின்றது.



பாஸ்ஃபரஸ் பென்டா குளோரைடு (PCl_5)

அதிக அளவு குளோரினுடன் குறைந்த அளவு பாஸ்ஃபரஸ் கூடுகையில் பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாகுளோரைடு உருவாகின்றது.

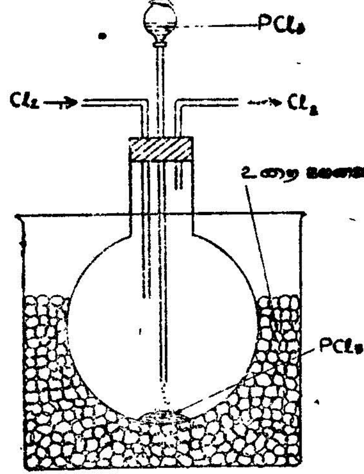


$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

தயாரித்தல்

படத்தில் காட்டியது போன்ற மூன்று துளைகளையுடைய அடைப்பானால் மூடப்பட்ட ஒரு குடுவையை எடுத்துக்கொள்.

குடுவையை ஒரு உறைக் கலவையில் வைத்து, அடைப்பானி லுள்ள துளைகளின் வழியே, ஒரு பிரிபுனலையும், குளோரின்வாயு உட்செல்லவும், வினையில் பங்கு பெறாத குளோரின் வெளியேற வும், இரு போக்குக் குழாய்களையும் பொருத்து.



படம் 35

குடுவையை உறைக் கலவையில் வைத்து, பிரிபுனலில் தூய, நீர்ம, பாஸ்ஃபரஸ் குளோரைடை எடுத்துக் கொள். போக்குக் குழாயின் வழியே தூய, உலர்ந்த குளோரினைச் செலுத்தி குடுவை முழுமையும் குளோரின் வாயுவினால் நிரப்பு. தொடர்ந்து குளோரினைச் செலுத்தி, சிறு சொட்டுக்களாகப் பிரிபுனலிலுள்ள பாஸ்ஃபரஸ் டிரைகுளோரைடை குடுவையில் விடு. இருவினை பொருள்களும் வினையுற்று பாஸ்ஃபரஸ் பென்டா குளோரைடு உருவாகின்றது.



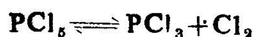
$$PCl_3 + Cl_2 \rightarrow PCl_5$$

இது குளிர்ச்சியடைந்து திண்மமாக குடுவையில் சேகர மாகிறது.

பண்புகள்

தூய பாஸ்ஃபரஸ் பென்டா குளோரைடு வெண்ணிற படிகப் பொருள். ஒரு வித காரமணமுள்ளது. 100°C வெப்ப நிலையில் பதங்கமாதல் (Sublimation) அடைகிறது. அதிக வெப்ப நிலையில் (200°Cக்கு மேல்) சிதைவடைகிறது. இச்சிதைவு

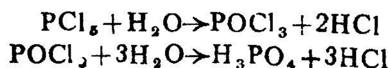
வெப்ப நிலையைப் பொறுத்துள்ளது. அதிகவெப்ப நிலையில் அதிக அளவில் சிதைவடைகிறது. இது ஒரு மீள் வினையாகவும் உள்ளது.



$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$$

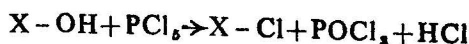
அதிக அழுத்தத்தில் வெப்பப்படுத்தினால் 148°C வெப்ப நிலையில் உருகி நீர்மமாக மாறுகின்றது.

இதற்கு நீரின் மீது அதிக நாட்டம் உண்டு. எனவே ஈரக் காற்றில் புகைகின்றது. நீருடன் வீரியமாக வினையுற்று முதலில் பாஸ்ஃபரஸ் ஆக்சி குளோரைடையும் பின் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபரிக் அமிலத்தையும் தருகின்றது.



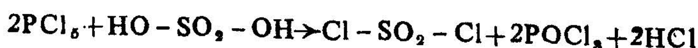
$$PCl_5 + H_2O \rightarrow POCl_3 + 2HCl$$
$$POCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 3HCl$$

இச்சேர்மம் பொதுவாக (OH) உறுப்பையுடைய பொருள்களுடன் வினையுற்று, அந்த உறுப்புக்குப்பதிலாக குளோரினைப் பதிலீடு செய்கிறது.



$$X-OH + PCl_5 \rightarrow X-Cl + POCl_3 + HCl$$

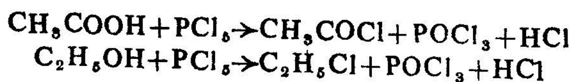
இது அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று சல்ஃப்யூரைல் குளோரைடைத் தருகின்றது.



$$2PCl_5 + HO-SO_2-OH \rightarrow Cl-SO_2-Cl + 2POCl_3 + 2HCl$$

கரிமச் சேர்மங்களிலுள்ள (OH) உறுப்புக்குப் பதிலாக பதிலீடு செய்வதற்கும், (OH) உறுப்பின் எண்ணிக்கையும், இருப்பிடத்தையும் அறியப் பயன்படுகிறது.

இது அசிட்டிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று அசிட்டைல் குளோரைடையும், ஈத்தைல் ஆல்கஹாலுடன் வினையுற்று ஈத்தைல் குளோரைடையும் தருகின்றது.

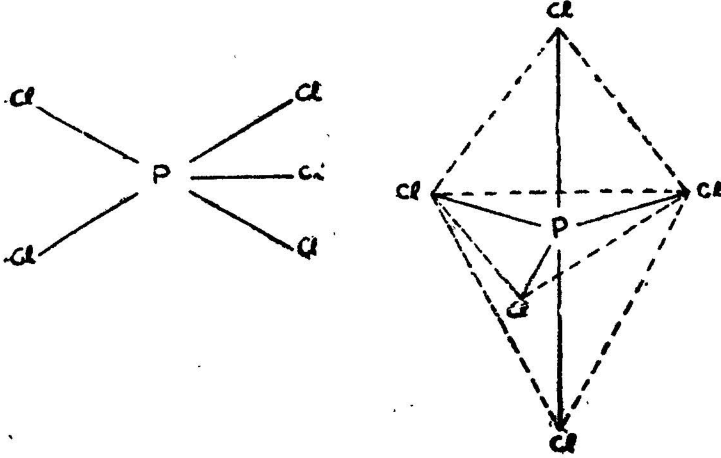


$$CH_3COOH + PCl_5 \rightarrow CH_3COCl + POCl_3 + HCl$$
$$C_2H_5OH + PCl_5 \rightarrow C_2H_5Cl + POCl_3 + HCl$$

வடிவ வாய்பாடு

பாஸ்ஃபரஸ் பென்டா குளோரைடு மூலக்கூறில் பாஸ்ஃபரத்தின் இணை திறன் ஐந்தாக இருப்பினும், வேதி வினைகளின் படி இரண்டு குளோரின் அணுக்கள் மட்டும் வேறுபட்ட முறையில் இணைந்துள்ளதென அறியப்படுகின்றது. எனவே, மூன்று

குளோரின் அணுக்கள் பாஸ்ஃபரத்துடன் சாதாரண சக பிணைப் பினலும், மீதமுள்ள இரண்டு குளோரின் அணுக்கள் ஒற்றை எலெக்ட்ரான் இணைப்பை (Singlet linkage)யும் பெற்றுள்ளன.



சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் (Super Phosphate)

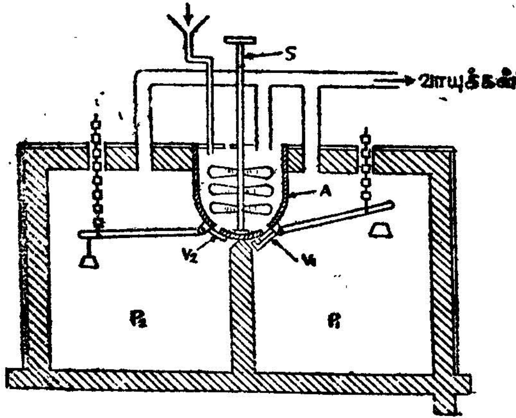
பாஸ்ஃபரஸ் சத்து தாவர இனங்கள் நன்கு வளர மிக அத்தியாவசியமாக உள்ளது. இச் சத்தை தாவரங்கள் தங்கள் வேர்களின் மூலமாகவே பூமியிலிருந்து பெற்றுக் கொள்கின்றன. எனவே, நீரில் கரையும் பாஸ்ஃபரஸ் கனிமங்கள் பூமியிலிருந்தால் தான் அவைகள் தாவரங்களுக்குப் பயன்படும்.

இயற்கையில் கிடைக்கும் பாஸ்ஃபோரைட் போன்ற கனிமங்கள் நீரில் மிகச் சிறிதளவே கரைகின்றன. எலும்புச் சாம்பலில் காணப்படும் கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டும் நீரில் சிறிதளவே கரையக் கூடியது. எனவே, இவைகளை நீரில் பெருமளவில் கரையக்கூடிய கால்சியம் டைஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டாக மாற்ற வேண்டியுள்ளது. கால்சியம் டைஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட் ஒரு பங்கும், கால்சியம் சல்ஃபேட் இரண்டு பங்கும் கலந்துள்ள கலவை சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் என அழைக்கப்படும்.

தயாரித்தல்

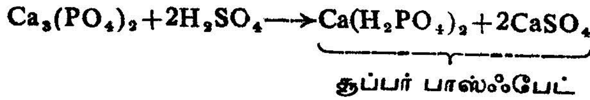
நன்ருகப் பொடி செய்யப்பட்ட பாஸ்ஃபொரைட் கனிமம் $[Ca_3(PO_4)_2]$ அல்லது எலும்புச் சாம்பலுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவு 70சதவீத சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைப் படத்தில் காட்டியது போன்ற தகுந்த சாதனத்தில் (A) கலக்கப்படுகின்றது.

கலவை நன்ருக கலக்கிகளின் (S) உதவியால் சில மணி நேரத்திற்குக் கலக்கப்படுகின்றது. பின் ஒரு வழித்திறப்பின்



படம் 36

(V_1 அல்லது V_2)வழியாக பெருந்தொட்டிகளில் (P_1 அல்லது P_2) கொட்டி, சுமார் 24 மணி நேரத்திற்கு ஆறவிடப்படுகின்றது. வேதிவினைகள் தொடர்ந்து நிகழ்ந்து, சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் கிடைக்கின்றது.



$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow \underbrace{Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4}_{\text{சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்}}$$

தொட்டியிலிருந்து சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் வெளியே எடுக்கப்பட்டு நன்ருகப் பொடி செய்யப்பட்டு உலர்த்தப்படுகிறது. இது ஒரு சிறந்த எருவாகப் பயன்படுகிறது.

இரட்டை சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் (Double Super Phosphate)

சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் தயாரிப்பில் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்திற்குப் பதிலாக ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைப் பயன்படுத்திஞல், இரட்டை சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் கிடைக்கின்றது.



$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3\ Ca(H_2PO_4)_2$$

இதில் நீரில் கரையக் கூடிய பாஸ்ஃபரஸ் சேர்மம் அதிக அளவில் காணப்படுகிறது.

மும்மடங்கு சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் (Triple Super Phosphate)

பாஸ்ஃபேட் கனிமங்களுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவுக்குச் சற்று அதிகமாகவே ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைப் பயன்படுத்தியும், அழுத்தமான சூழ் நிலையில் இவற்றைக்கலக்கி யும் மிக அதிக அளவில் கரையக்கூடிய சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டைப் பெறுகின்றனர். இதற்கு மும்மடங்கு சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் எனப் பெயர். இதில் சாதாரண சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டில் இருப்பதைக் காட்டிலும் தாவரங்களுக்கு நேரிடையாக பயன்படக் கூடிய வகையில் பாஸ்ஃபரஸ் சத்து மூன்று மடங்கு உள்ளது. இதில் சுமார் 2 சதவீதம் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபரிக் அமிலமும் கலந்துள்ளது.

வினாக்கள்

1. பாஸ்ஃபரஸின் புற வேற்றுருவங்களைப் பற்றி விளக்கமாய் எழுதுக.
(செ. ப. செப்டம்பர் 61, ஏப்ரல் 63)

2. பாஸ்ஃபரஸ் பென்டா குளோரைடு தயாரிக்கும் விதத்தையும், அதன் பண்புகளையும் விவரிக்க.
(செ. ப. செப்டம்பர் 64)

3. பாஸ்ஃபரஸ் பிரித்தெடுக்கப்படும் முறையை விவரித்து எவ்வாறு வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸ், சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸாக மாற்றப்படுகின்றதென்பதையும் விவரி.
(செ. ப. ஏப்ரல் 65)

4. பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தின் பண்புகளை விவரிக்க.
(செ. ப. செப்டம்பர் 65)

5. ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் எவ்வாறு தயாரிக்கப் படுகின்றது? வெப்பத்தினால் அது அடையும் மாறுதல்கள் யாவை?
(செ. ப. ஏப்ரல் 67)

6. பாஸ்ஃபரஸ் எவ்வாறு மின் வெப்ப முறையில் தயாரிக்கப்படுகிறதென்பதை விவரிக்க.

7. பாஸ்ஃபரஸ் தனிமங்களின் பெயர்களையும், அவற்றின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளையும் குறிக்க.

8. 'புற வேற்றுருவம்' என்றால் என்ன? பாஸ்ஃபரத்தின் சில முக்கிய புற வேற்றுருவங்களிடையே உள்ள ஒற்றுமை, வேற்றுமைகளை அட்டவணைப் படுத்துக.

9. வெள்ளை பாஸ்ஃபரஸூம், சிவப்பு பாஸ்ஃபரஸூம் ஒரு தனிமத்தின் புறவேற்றுருவங்களென எவ்வாறு அறியலாம்?

10. பாஸ்ஃபரஸ் டிரை ஆக்சைடை தயாரிக்கும் விதத்தையும், அதன் பண்புகளையும் விவரி.

11. பாஸ்ஃபரஸின் முக்கிய ஆக்சி - அமிலங்களின் பெயர்களையும், அவற்றின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளையும், அவற்றினின்று பெறக்கூடிய அயனிகளின் வாய்பாடுகளையும் அட்டவணைப் படுத்துக.

12. பின்வரும் சேர்மங்கள் தயாரிக்கும் முறையையும், அச்சேர்மங்களின் பயன்களையும் எழுதுக.
(அ) PCl_5 (ஆ) P_2O_5 (இ) H_3PO_4

13. சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் என்றால் என்ன? அது எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றது?

14. சிறு குறிப்பு வரைக :—(அ) புற வேற்றுருவங்கள், (ஆ) மும்மடங்கு சூப்பர் பாஸ்ஃபேட், (இ) பாஸ்ஃபரஸின் குளோரைடுகள், (ஈ) எலும்புச் சாம்பல்.

11. உலோகயியல்

(Metallurgy)

உலகிலுள்ள தனிமங்களை உலோகங்களென்றும், அலோகங்களென்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். இவற்றுள் உலோகங்கள், பல்வேறு வகைகளில் பயன்படுகின்றன. உலோகங்களை இயற்கையில் கிடைக்கும் தாதுப் பொருள்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் கலைக்கு உலோகயியல் (Metallurgy) என்று பெயர்.

தோற்றம்

இயற்கையில் சில உலோகங்கள் தனிம நிலையிலும், பெரும்பாலானவை கூட்டுப் பொருள்களாகவும் காணப்படுகின்றன. வேதி வினைகளில் பங்கு பெறாத வீரியமற்ற, உலோகங்கள் (தங்கம், பிளாட்டினம் போன்றவை) மட்டும் தனிம நிலையில் மற்ற மண் பொருட்களுடன் கலந்து கிடைக்கின்றது. வீரியமுள்ள உலோகங்கள் யாவும்,எளிமையான சேர்மங்களாகவோ, அணைவுச் சேர்மங்களாகவோ மண் பொருட்களுடன் கலந்து கிடைக்கின்றன.

கனிமங்கள் (Minerals)

இயற்கையில் கிடைக்கும் உலோகங்களை ஒரு பகுதியாகப் பெற்றுள்ள பொருள்களுக்கு கனிமங்கள் என்று பெயர். கனிமங்களில் உலோகச் சேர்மங்கள் தூய நிலைமையில் இருப்பதில்லை. பொதுவாக கனிமங்களில், உலோகச் சேர்மங்களுடன், மண் பொருட்களும் பலவகை மாசுப் பொருட்களும் கலந்துள்ளன.

தாதுக்கள் (Ores)

சில கனிமங்களிலிருந்து, குறைந்த செலவில் எளிதான முறையில், உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்க முடியும். இவ்வகையான கனிமங்களுக்குத் தாதுக்கள் (Ores) எனப் பெயர்.

எல்லா தாதுக்களும், கனிமங்களாகும். ஆனால் எல்லா கனிமங்களும் தாதுக்கள் ஆகமாட்டா. எடுத்துக் காட்டாக வெண்களிமண் (Kaolin) என்ற கனிமத்தில் ($Al_2O_32SiO_22H_2O$) அலுமினியம் உள்ளது. ஆனபோதிலும் இக்கனிமத்திலிருந்து பொருளாதார ரீதியில் இலாபகரமாக அலுமினிய உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்க முடியாது. அலுமினியத்தைப் பெற்றுள்ள மற்றொரு கனிமம் பாக்சைட் (Bauxite-$Al_2O_32H_2O$) ஆகும். இக் கனிமத்திலிருந்து மின்பகுப்பு முறையில் பொருளாதார ரீதியில் இலாபகரமாக, அலுமினியம் உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்க முடியும். எனவே பாக்சைட், அலுமினியத்தின் தாதுப் பொருளாகும்.

உலோகத்தை, அதனுடைய தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும்(உலோகவியல்) முறைகள் பெரும்பாலும் உலோகத் தாதுக்களின் வேதித் தன்மையை பொருத்தேயுள்ளன. உலோகத் தாதுக்களை (அ) ஆக்சைடு, கார்பனேட் தாதுக்கள் (ஆ) சல்ஃபைடு தாதுக்கள், (இ) ஹாலைடு தாதுக்கள் என மூன்று பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

(அ) ஆக்சைடு, கார்பனேட் தாதுக்கள்

இரும்பு, அலுமினியம், மாங்கனீசு, வெள்ளீயம் போன்ற உலோகங்கள் ஆக்சைடு தாதுக்களாக கிடைக்கின்றன. துத்த நாகம், காப்பர், கால்சியம், மக்னீசியம், இரும்பு போன்ற உலோகங்கள் கார்பனேட் தாதுக்களாகக் கிடைக்கின்றன.

(ஆ) சல்ஃபைடு தாதுக்கள்

காப்பர், ஈயம், மெர்க்குயூரி, நிக்கல், துத்தநாகம் போன்ற உலோகங்கள் இவ்வகைத் தாதுக்களாகக் கிடைக்கின்றன. சில சல்ஃபைடுகள் ஆக்சிகரணம் அடைந்து சல்ஃபேட் தாதுக்களாக மாறுதல் அடைகின்றன. பேரியம், மக்னீசியம், கால்சியம், ஈயம் போன்ற உலோகங்கள் சல்ஃபேட் தாதுக்களாக இருக்கின்றன.

(இ) ஹாலைடு தாதுக்கள்

பொட்டாசியம், மக்னீசியம், சோடியம், சில்வர், அலுமினியம், கால்சியம் போன்ற உலோகங்கள் ஹாலைடு தாதுக்களாக இருக்கின்றன.

உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் பொதுவானமுறைகள்
(General Methods of Extraction of Metals)

உலோகங்களை அவற்றின் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் (உலோகவியல்) முறைகள் தாதுக்களின் வேதித் தன்மை

யையும், உலோகத்தின் சதவீதத்தையும், மாசுப் பொருட்களின் தன்மைகளையும் பொருத்துள்ளன. ஆனபோதிலும் உலோக வியல் முறைகளில் கீழ்க்கண்ட சில பொதுவான முறைகள் பின்பற்றப் படுகின்றன.

(அ) தாதுக்களை தூளாக்குதல் (Ore Dressing)

பெரும்பாலான தாதுக்கள் பெருங்கட்டிகளாக கிடைக் கின்றன. இவற்றில் பெரும்பாகம் கல், மண், எளிதில் நீக்கக் கூடிய பிற மாசுப் பொருள்கள் கலந்திருக்கின்றன. பெரும்பா லான மாசுப் பொருள்களை எளிதில் நீக்கும் பொருட்டு முதல் படியாக தாதுக் கட்டிகளை பெரிய இயந்திரங்களில் உடைத்து தூளாக்கப்படுகின்றன.

(ஆ) அடர்ப் பித்தல் (Concentration)

பொடியாக்கப்பட்ட தாதுப் பொருள்களில் உலோகச் சேர்மங்களைத் தவிர பிற பொருள்கள் கலந்துள்ளன. மாசுக்கள் அல்லது உலோகச் சேர்மங்களின் தன்மைக்கேற்ப, சில முறை களைக் கையாண்டு உலோகச் சேர்மத்தின் செறிவு மிகை படுத்தப்படுகின்றது.

இவ்வாறு உலோகத்தின் செறிவை மிகைச்செய்யும் முறை களுக்கு அடர்ப்பித்தல் என அழைக்கிறோம்.

1. பொருக்கி எடுக்கும் முறை

தூளாக்கப்பட்ட தாதுக்களில் மாசுப் பொருள்களும், உலோகச் சேர்மங்களும், தனித்தனியே வேறுபட்டு இருப்பின், எளிதில் அவற்றைக் கையால் பொருக்கி எடுக்கும் (Hand Picking) முறையில் உலோகப் பாகத்தை அடர்ப்பிக்கலாம்.

2. நீரோட்டத்தில் கழுவும் முறை

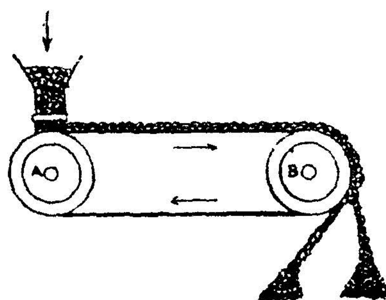
உலோகப் பொருட்களின் (தங்கம், டின் ஸ்டோன்) அடர்த்தி அதிகமாக இருப்பின், அவற்றை அடர்த்தி குறைவாக உள்ள கல், மண் இவற்றிலிருந்து நீரோட்டத்தில் கழுவுதல் (Washing in a Stream of Water) முறையில் எளிதில் அடர்ப் பிக்கலாம்.

சிறிதளவு சாய்வான தளத்தின் மேற்பரப்பில் மெழுகு போன்ற பொருட்கள் பூசப்படுகின்றன. தளத்தின் மேல் மட்டத்தில் தாதுக்களின் துகள்களை வைத்து அதன்மீது நீரைச் செலுத்தினால், அடர்த்தி குறைவான காசுப் பொருள்கள்,

நீரோட்டத்தினால், சாய்வான தளத்தின் கீழ் மட்டத்திற்கு அடித்துச் செல்லப்படுகின்றன. கனமான உலோகப் பொருள்கள், சாய்வு தளத்தின் மேற் பரப்பில் ஒட்டிக்கொண்டிருக்கும். இவற்றைச் சேகரித்தால் அடர்வித்த தாது கிடைக்கின்றது.

3. மின்காந்தப் பிரிப்பு முறை (Electro Magnetic Separation)

தாதுவிலுள்ள உலோகப் பாகம் காந்தப் புலத்தால் ஈர்க்கப் பட்டும், பிற பொருட்கள் ஈர்க்கப்படாமலும் இருந்தால் இம் முறையை பயன்படுத்தலாம். சில சமயங்களில் சிறிதளவே காணப்படும் சில உலோக மாசுப் பொருட்கள் மட்டும் (டங்ஸ்டன்) காந்தத்தினால் ஈர்க்கப்படுகின்றன. இப்பொருள்களை பெரும்பாலான உலோகப் பொருள்களிலிருந்து பிரிப்பதற்கும், இம்முறையைப் பயன்படுத்தலாம்.



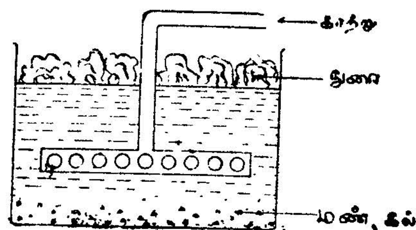
படம் 37

நன்கு பொடி செய்யப்பட்ட தாதுப் பொருட்களை படத்தில் காட்டியபடி ஒரு முடிவில்லாத வார்ப்பட்டை (Endless belt) மீது சொரியச் செய்கின்றனர். வார்ப்பட்டை A B என்ற இரு உருளைகளின் மேல் சுற்றப்பட்டுள்ளது. A உருளை ஒரு இயக்கியுடன் (Motor) இணைக்கப்பட்டிருக்கும். B உருளைத் தகுந்த முறையில் காந்தமாக மாற்றப்படும்.

வார்ப் பட்டையின் மீதுள்ள உலோகத் தாதுத் துகள்கள் B உருளையின் மீது செல்லும் பொழுது, காந்தத்தினால் ஈர்க்கப் படும் பாகம் மட்டும், வார்ப் பட்டையில் நன்கு ஒட்டிக் கொள்ளும், காந்தத்தினால் ஈர்க்கப்படாத பகுதி, B உருளைக்கு நேர் கீழே விழுந்து விடுகிறது. காந்தச் சக்தியினால் ஈர்க்கப் பட்ட பாகம், சிறிது தூரம், வார்ப்படையுடன் ஒட்டிச் சென்று, பின் கீழே விழுகின்றது. இவ்வகையிலும் சில தாதுக்கள் அடர்ப் பிக்கப்படுகின்றன.

4. நுரை மிதப்பு முறை (Froth Floatation Process)

பெரும்பாலான சல்ஃபைடு தாதுக்கள் இம்முறையில் அடர்ப்பிக்கப் படுகின்றன. நன்றாகத் தூள் செய்யப்பட்டு சல்ஃபைடு தாதுத் துகள்களை நீருள்ள ஒரு பெரிய தொட்டியில் போட்டு, யூகலிப்ட்ஸ், பைண் எண்ணெ, முதலியவைகளைக் கலக்கின்றனர். இந்த எண்ணெகள் நிரந்தரமான நுரையை உண்டாக்க உதவுகின்றன. சிறிதளவு பீனால், அமைல், ஆல்கஹால் போன்ற பொருள்களையும் தொட்டியில் ஊற்றுகின்றனர். இவ்வகைப் பொருட்கள் தாதுப் பொடிகளுக்கு அதிக அளவு நீரை வெறுக்கும் தன்மையைக் கொடுக்கின்றது.



படம் 38

தொட்டியிலுள்ள நீர்க் கலவையின் அடியில் அதிக அழுத்தத்திலுள்ள காற்றைக் குமிழச்செய்து, மிகுந்த நுரையை உண்டாக்குகின்றனர். தாதுத் தூள்களிலுள்ள கல், மணல் போன்ற மாசுப் பொருள்கள், நீரால் நனைக்கப்பட்டு தொட்டியின் அடியில் படிகின்றன. தாதுத் தூள்களிலுள்ள உலோகப் பொருள்கள், நீரால் நனைக்கப்படுவதில்லை. அவைகள் நுரையினால் ஈர்க்கப்பட்டு தொட்டியின் மேல் மட்டத்திற்கு வருகின்றன. உலோக சல்ஃபைடு தாதுக்கள் நீரைவிட அதிக அடர்த்தியாக இருப்பினும், நுரையின் புறப்பரப்பு இழு விசையினால் நுரையுடன் கூடி மேல் மட்டத்திற்கு வருவது குறிப்பிடத் தக்கதாகும்.

நுரையும் அதனுடன் ஒட்டியுள்ள உலோகப் பொருள்களையும்,மற்றொரு தொட்டிக்கு மாற்றி, நீரினால் கழுவி அடர்ப்பிக்கப் பட்ட உலோகத் தாதுவை பெறுகின்றனர்.

உலோகவியலில் பின்பற்றப்படும் பொதுவான சில தத்துவங்கள் (General Principles of Metallurgy)

தாதுக்களில் உலோகப் பாகத்தின் செறிவை அதிகரித்த பின், அவற்றின் வேதிப்பண்புகளுக்கேற்ப சில தத்துவங்களைப் பயன்படுத்தி உலோகங்கள், தாதுக்களினின்றும் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

ஆக்சைடு தாதுக்களிலிருந்து

ஆக்சைடுகள் ஒடுக்கப்பட்டு, உலோகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. ஹைட்ரஜன் சுட்ட கரி (Coke) அலுமினியம் முதலியவைகளை ஒடுக்கிகளாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

சல்ஃபைடு தாதுக்களிலிருந்து

சல்ஃபைடுகள் வறுத்தல் முறையில் ஆக்சைடுகளாக மாற்றப்படுகின்றன. ஆக்சைடுகளை தகுந்த ஒடுக்கிகளுடன் வினையுறச் செய்து உலோகங்கள் பெறப்படுகின்றன.

சில முறைகளில், சல்ஃபைடு தாதுக்களில் ஒரு பகுதியை ஆக்சிகரணம் செய்து அதை மற்றொரு பகுதியுடன் வினையுறச் செய்கின்றனர். அப்பொழுது தாதுக்கள் ஆக்சிகரணமும், ஒடுக்கமும் அடைந்து, உலோகங்கள் பெறப்படுகின்றன.

ஹாலைடு தாதுக்களிலிருந்து

ஹாலைடு தாதுக்களை, தகுந்த வினை பொருட்களுடன் வினையுறச் செய்து, மற்ற வேதிச் சேர்மங்களாக மாற்றப்படுகின்றன. இச்சேர்மங்களிலிருந்து, எளிதில் உலோகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

சில ஹாலைடுகளை உருக்கிப் பெற்ற நீர்மத்தை மின் பகுப்புக்கு உட்படுத்தி, உலோகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

தாதுக்களின் பௌதிக, வேதிப் பண்புகளுக்கேற்ப, சில முறைகளைப் பின்பற்றி, பொருளாதார ரீதியில், இலாபகரமாக உலோகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. உலோகவியலில் சாதாரணமாக பின்பற்றப்படும் முறைகளில் சில பின்வருமாறு.

1. நீற்றுதல் (Calcination)

தாதுப் பொருள்களை தகுந்த உலைகளின் அதன் உருகு நிலைக்குக் குறைந்த வெப்ப நிலையில் சூடுபடுத்துவதை நீற்றுதல் என அழைக்கின்றோம். இம்முறையில் தாதுப் பொருள்கள் காற்றுடன் வினையுறுவதில்லை.

தாதுப் பொருள்களிலுள்ள கரிமப் பொருட்களும், ஈரமும், எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய சல்ஃபர் ஆர்சனிக்போன்ற பொருள்களும், வெளியேற்றப்படுகின்றன. உலோகப் பொருட்கள் கார்பனேட்களாக இருப்பின் அவைகள் சிதைவடைந்து ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன. பொதுவாக இம்முறையினால், தாதுப்

பொருள்கள் நுண் துளைகள் மலிந்த (Porus) திண்மப்பொருளாக மாறிவிடுகின்றன.

2. வறுத்தல் (Roasting)

இம்முறையிலும் தாதுப் பொருள்களை உருகுநிலைக்கு குறைந்த வெப்ப நிலையில் தகுந்த உலைகளில் சூடுபடுத்தப்படுகின்றன. ஆனால், அதிக அளவில் காற்றையும், உலைகளினுள் செலுத்திக் காற்றுடன் தாதுப்பொருள்கள் வேதிவினையுறும்படிச் செய்கின்றனர். இதனால் எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய ஈரம், சல்ஃபர், ஆர்சனிக் கரிமப் பொருள்கள் வெளிச்சென்று, தாதுப் பொருள்கள் நுண்துளை மலிந்தவைகளாக மாறுபடுவதுடன், அவைகள் ஆக்சிகரணமும் அடைகின்றன.

எடுத்துக்காட்டாக சல்ஃபைடு தாதுக்களை வறுக்கும் பொழுது அவைகள் ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன. மேலும் தாதுக்கள், கார்பனேட்களாகவோ ஆக்சைடுகளாகவோ இருப்பின் இம்முறையில் அவைகள் யாவும், ஒரே வித ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன.

தாதுக்கள் ஒரே வகையான வேதிச் சேர்மங்களாக மாற்றப்படுவதால் அடுத்து வரும் ஒடுக்குதல் போன்ற வினைகள் திறம்பட நிகழ்கின்றன.

3. உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting)

உருகிய நிலையில் உலோகத்தை அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் முறைக்கு உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting) எனப் பெயர். பொதுவாக வறுத்தெடுக்கப்பட்ட ஆக்சைடு தாதுக்களிலிருந்து உலோகத்தை பிரித்தெடுக்க இம்முறையே பின்பற்றப்படுகிறது.

ஆக்சைடு தாதுக்களுடன், ஒடுக்கிகளான, நிலக்கரி (Coal) சுட்டகரி(Coke) போன்ற இவற்றை சரியான விகிதத்தில் கலந்து தகுந்த உலைகளில், காற்றுடன் வெப்பப்படுத்தப்படுகின்றன. தாதுக்கள் கார்பனால் ஒடுக்கப்பட்டு உலோகம் உருகி தாதுக்களிலிருந்து பிரிகின்றது. இவ்வினையில் உருவாகும் கார்பன் மானோக்சைடு உலையினின்று வெளியேறுகின்றது.

4. இளக்கிகளை (Fluxes)ப் பயன்படுத்துதல்

சில சமயங்களில் அடர்விக்கப்பட்ட தாதுப் பொருள்களில் வேண்டத்தகாத சில மாசுப் பொருள்கள் உள்ளன. இவற்றை உருக்கிப் பிரித்தல் நிகழ்ச்சிக்குச் சற்று முன்போ அல்லது அதே

சமயத்திலோ நீக்க வேண்டியுள்ளது. அவ்வாறு இந்த மாசுப் பொருள்கள் நீக்கப்படாவிடில், இவை உலோகங்களுடன் சேர்ந்து சேர்மங்களோ அல்லது வேண்டத்தகாத உலோகக் கலவையோ கொடுக்கின்றன. மாசுக்களை எளிதில் உருகும் கசடாக (Slag) மாற்றிக் கொடுக்க உதவும் பொருள்களுக்கு இளக்கிகள் என்று பெயர்.

தாதுப் பொருள்கள் குறைந்த வெப்ப நிலையில் ஒடுக்கமடையச் செய்யவும் இளக்கிகள் உதவுகின்றன. தாதுப் பொருட்களிலுள்ள மாசுப் பொருள்களின் தன்மைக்கேற்ப இளக்கிகள் தேர்ந்தெடுக்கப்படுகின்றன. பொதுவாகப் பயன் படும் இளக்கிகளில் சில பின்வருமாறு :

(அ) சுண்ணும்புக் கல் ($CaCO_3$)

(ஆ) டோலமைட் ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$)

(இ) ஃப்ளோர்ஸ் பார் (CaF_2)

இளக்கிகள், மாசுப் பொருள்களுடன் வினையுற்று எளிதில் உருகக்கூடிய கசடாக மாறுகின்றன. இக்கசடு உலோகத்துடன் வினையுறுவதில்லை. உருகின உலோகத்துடன் கலப்பதில்லை. இது உலோகத்தின் அடர்த்தியினின்றும் வேறுபட்டிருப்பதால் தனித்துள்ள அடுக்காக (Layer) உலோகத்தினின்றும் பிரிந்து இருக்கின்றது. மேலும் உருகின கசடின் பாகுத்தன்மை (Viscosity) குறைவாக இருப்பதால் எளிதில் உலையினின்றும் வெளியே எடுக்கப்படுகின்றது.

தூய்மைப் படுத்துதல் (Purification)

தாதுக்களிலிருந்து உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கும், பெரும்பாலான முறைகளில் தூய உலோகம் கிடைப்பதில்லை. எனவே, அடுத்து உலோகத்தை தூய்மைப் படுத்த சில முறைகள் கையாளப் படுகின்றன. அவற்றுள், உருக்குதல் (Liquation) பச்சை மரக் கொம்பால் கலக்கல் (Poling) மின் பகுப்பு முறை (Electrolysis) முக்கியமானவை.

(அ) உருக்குதல் (Liquation)

எளிதில் உருகக் கூடிய உலோகங்களை (வெள்ளீயம், ஈயம்) தூய்மைப்படுத்த இம்முறை பயன்படுகிறது. சிறிது சாய்வான தளத்தின் மேல் உலோகத்தை உருக்குகின்றனர். உலோகம் மட்டும் எளிதில் உருகி, நீர்மமாக சாய்தளத்தின் கீழ் வந்தடை

கின்றது. மாசுப் பொருட்கள் உருகாத நிலையில் மேலேயே தங்கி விடுகின்றன.

(ஆ) பச்சை மரக்கொம்பால் கலக்கல் (Poling)

ஆக்சைடு தாதுக்கள் ஒடுக்கப்படும்பொழுது, அதில் ஒரு சிறிது பாகம் ஒடுக்கப்படாமல், உலோகத்துடன் கலந்துவிடும். இதனால் உலோகத்தின் பௌதிகப் பண்புகள் பெரிதும் மாறுதலடைகின்றன. எடுத்துக் காட்டாக ஆக்சைடு தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படும் காப்பரில் மிகச் சிறிய அளவு காப்பர் ஆக்சைடு கலந்துள்ளது. இந்த மாசுப் பொருளினால், காப்பரின் மின் கடத்துத் திறன் வெகுவாகக் குறைகின்றது. ஆக்சைடுகள் மாசுப் பொருள்களாக இருப்பின் சில உலோகங்கள் பொடியாகும் தன்மை (Brittle) யையும் பெறுகின்றன. எனவே ஆக்சைடு மாசுக்களை நீக்குவது அவசியமாகின்றது.

இம்முறையில் உருகின உலோகம் பச்சைமரக்கழிகளால் நன்கு கலக்கப்படுகின்றன. பச்சை மரக்கழிகள், அந்த வெப்ப நிலையில் சிதைவுற்று ஹைட்ரோ கார்பன் வாயுக்களை வெளிவிடுகின்றன, இவை, சிறு கொப்பளங்களாக உருகின உலோகத்தின் வழியே வெளியேறும் பொழுது மாசுப் பொருட்களாக விளங்கும் ஆக்சைடுகள் உலோகங்களாக ஒடுக்கப்படுகின்றன.

(இ) மின் பகுப்பு முறை (Electrolytic Process)

இம்முறையில் மாசுள்ள உலோகக் கட்டி நேர் மின்முனையாவும், தூய்மையான உலோகத் தகடு எதிர்மின் முனையாகவும் பொருத்தப்படுகிறது. உலோக உருப்பின் கரைசலை மின் பகுதிப் பொருளாக எடுத்துக்கொண்டு மின்னோட்டம் செலுத்தப் படுகின்றது.

தூய உலோகம் எதிர் மின் வாயிலில் படிகின்றது. மாசுப் பொருள்களின் மின் இயக்க விசை வேறுபட்டிருப்பதால், அவைகள் கரைசலில் கரைந்தோ, அல்லது நேர்மின் வாயின் கீழே திண்மப் பொருளாகவோ நீக்கப்படுகின்றது.

வினாக்கள்

1. தாதுக்களிலிருந்து உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கப் பயன்படும் பொதுவான சில முறைகளை விவரிக்க.
(செ. ப. செப்டம்பர் 63)

2. பொதுவாக, கீழ்க்கண்ட தாதுக்களிலிருந்து எவ்வழி களில் உலோகங்கள் பிரித்தெடுக்கப் படுகின்றன.

(அ) ஆக்சைடு தாதுக்கள்
(ஆ) சல்ஃபைடு தாதுக்கள்
(இ) ஹாலைடு தாதுக்கள்

3. 'கனிமங்கள்', 'தாதுக்கள்' இவற்றை தக்க எடுத்துக் காட்டுகளுடன் விளக்குக.

4. தாதுக்களை அடர்ப்பிக்க பயன்படும் முறைகளை விவரிக்க.

5. 'இளக்கிகள்' என்றால் என்ன? அவைகள் எவ்வாறு உலோகவியலில் பயன்படுகின்றன?

6. உலோகங்களை தூய்மைப்படுத்தும் முறைகளை விவரிக்க.

7. பொதுவாக உலோகங்கள் எவ்வாறு இயற்கையில் கிடைக்கின்றன? தாதுக்களின் வகைகளையும், ஒவ்வொரு வகைக்கும் எடுத்துக் காட்டுகளும் கொடுக்க.

8. சிறு குறிப்பு வரைக.
(அ) வறுத்தல், (ஆ) நீற்றுதல், (இ) உருக்கிப் பிரித்தல், (ஈ) பச்சைக் கொம்பால் கலக்கல்.

12. வெள்ளி

(Silver)

கி. மு. 3000 ஆண்டுகளுக்கு முன்னரே, வெள்ளிப் புழக்கத்தி லிருப்பதாகத் தெரிகின்றது. இது பளபளப்பாக இருப்பதால் இதனை லத்தீன் மொழியில் அர்ஜண்டம் (Arguntum—பளப் பளப்பானது) என அழைக்கப்பட்டது.

தோற்றம்

வெள்ளி வீரியமற்ற தனிமமாகையால், ஓரளவு தனிம நிலை யில் கிடைக்கின்றது. தனிம நிலையில் மண் வகைகளுடன் கலந்து மெக்சிகோ, அமெரிக்கா, தென் அமெரிக்கா, கனடா முதலிய நாடுகளில் கிடைக்கின்றது.

உலகில் உற்பத்தி செய்யப்படும் வெள்ளியின் பெரும் பாகம், அதன் தாதுக்களிலிருந்தே பெறப்படுகின்றது. வெள்ளி யின் முக்கிய தாதுக்களாவன:

(அ) ஹார்ன் சில்வர் (Horn Silver)

(ஆ) சில்வர் கிளான்ஸ் (Silver Glance)

(இ) ரூபி சில்வர் (Ruby Silver)

(ஈ) சில்வர் காப்பர் கிளான்ஸ் (Silver Copper Glance)

வெள்ளி, ஈயத் தாதுக்களுடன் மிகச் சிறிய அளவு கலந்து காணப்படுகின்றது. எனவே ஈயத்தை அவற்றின் தாதுக்களி லிருந்து பிரித்தெடுக்கும்பொழுது அதனுடன் வெள்ளியும் மாசுப் பொருளாகக் கலந்துள்ளது. இதிலிருந்தும் வெள்ளி எளிய முறையில் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றது.

வெள்ளியின் உலோகவியல் (Metallurgy of Silver)

அடர்ப்பித்தல்

வெள்ளியின் தாதுக்களைச் சேகரித்து அவற்றைத் தகுந்த இயந்திரங்களின் மூலம், முதலில் சிறு கட்டிகளாகவும், பின்பு நன்கு தூளாகவும் அரைக்கப்படுகின்றன.

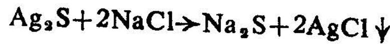
சல்ஃபைடு தாதுக்களிருப்பின் நுரை மிதப்பு முறையில் அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றது. குளோரைடு அல்லது தனிம நிலை யிருப்பின் நீரோட்டத்தில் கழுவி அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றது.

வேருக்கல் (Extraction)

தாதுக்களிலிருந்து வெள்ளியைப் பிரித்தெடுக்கப் பல முறைகள் கையாளப்படுகின்றன. அவற்றுள் இரசக் கலவை முறையும் (Amalgamation Process) சயனைடு முறையும் முக்கியமானவைகளாகும்.

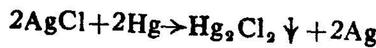
(அ) இரசக் கலவை முறை

நன்ருகப் பொடி செய்த கலவையுடன் 5% திண்ம சோடியம் குளோரைடும் (சாதாரண உப்பு) சிறிதளவு காப்பர் குளோரைடும், நீரும் நன்கு கலந்து கூழ்போல் ஆக்குகின்றனர். இந்நிலையில் வெள்ளியின் தாதுப் பொருள் எத்தன்மையாக இருப்பினும் சில்வர் குளோரைடாக மாற்றப்படுகின்றது.



$$Ag_2S + 2NaCl \rightarrow Na_2S + 2AgCl\downarrow$$

இவ்வாறு கிடைத்த கூழுடன் சிறிதளவு பாதரசத்தைச் சேர்த்து, சில நாட்கள் தொடர்ந்து கலக்கி வைத்திருக்கின்றனர். வெள்ளி குளோரைடிலிருந்து, வெள்ளி விடுபட்டு பாதரசத்துடன் சேர்த்து ரசக் கலவையைத் தருகின்றது.



$$2AgCl + 2Hg \rightarrow Hg_2Cl_2\downarrow + 2Ag$$



$$Ag + Hg \rightarrow \text{வெள்ளி இரசக் கலவை}$$

வெள்ளி ரசக் கலவையை வீழ் படிவுகளிலிருந்து பிரித்தெடுத்து, நீரில் கழுவி. காய்ச்சி வடித்தல், பாதரசம் ஆவியாகி வெளியேறுகிறது. வெள்ளித் திண்மமாக தங்கி விடுகிறது.

வெள்ளி ரசக் கலவை வெப்பம்



$$\xrightarrow{} Ag\downarrow + Hg\uparrow$$

இம்முறை 1557 முதல் சுமார் 300 ஆண்டுகளுக்கு பின்பற்றப் பட்டது. இம்முறையில் பயன்படுத்தப்பட்ட பாதரசத்தில் ஒரு பாகமே திரும்பப் பெறப்படுகிறது. இம்முறை தற்காலத்தில் பின்பற்றப்படுவதில்லை.

(ஆ) சயனைடு முறை

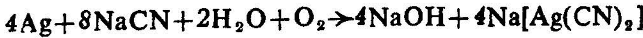
இம்முறையில் அடர்ப்பிக்கப்பட்ட வெள்ளித் தாதுக்களை நன்கு பொடி செய்து, அதனுடன் 0·5 சதவீதம் செறிவுள்ள சோடியம் சயனைடு கரைசலைக் கலந்து பெரிய தொட்டிகளில் எடுத்துக்கொண்டு காற்றைச் செலுத்தி நன்கு கலக்குகின்றனர். தாதுக்களின் தன்மைக்கேற்ப வேதி வினைகள் நிகழ்கின்றன.

வெள்ளி, குளோரைடு சேர்மமாக இருப்பின் கீழ்க்கண்ட வினை நிகழ்கின்றது.



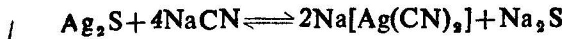
$$AgCl + 2NaCN \rightarrow Na[Ag(CN)_2] + NaCl$$

வெள்ளி தனிம நிலையிலிருப்பின் உட்செலுத்தப்பட்ட காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனும் வினையில் பங்கேற்கின்றது.



$$4Ag + 8NaCN + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4NaOH + 4Na[Ag(CN)_2]$$

வெள்ளி சல்ஃபைடு சேர்மமாக இருப்பின் சயனைடுடன் வினையுற்று சோடியம் சல்ஃபைடு ஒரு வினை பொருளாகக் கிடைக்கின்றது.



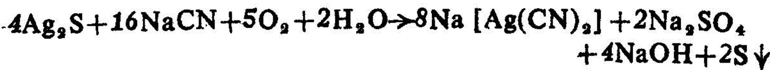
$$Ag_2S + 4NaCN \rightleftharpoons 2Na[Ag(CN)_2] + Na_2S$$

மேலே குறிப்பிடப்பட்டுள்ள வினை ஓர் மீள் வினையாக இருந்த போதிலும் உட் செலுத்தப்படும் காற்று, சோடியம் சல்ஃபைடுடன் வினையுற்று, அதனை சோடியம் சல்ஃபேட்டாக மாற்றி, வினையை முன்னேக்கி மட்டும் செல்லச் செய்கின்றது.



$$4Na_2S + 5O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Na_2SO_4 + 4NaOH + 2S\downarrow$$

எனவே,



$$4Ag_2S + 16NaCN + 5O_2 + 2H_2O \rightarrow 8Na[Ag(CN)_2] + 2Na_2SO_4 + 4NaOH + 2S\downarrow$$

இவ்வாறு கிடைக்கப்படும் சோடியம் அர்ஜன்டோ சயனைடு கரைசலை, மாசுப் பொருட்களான வீழ் படிவுகளிலிருந்து பிரித்து

தனியாகத் தொட்டியில் சேகரிக்கப்படுகின்றது. இக்கரைசலுடன் துத்தநாக உலோகத்துகள்களைச் சேர்த்துக் கலக்கினால் பதிலீடு வினை நடைபெற்று வெள்ளி, துகள்களாக கீழே படிகின்றது.



$$2Na[Ag(CN)_2] + 4NaOH + Zn \rightarrow Na_2ZnO_2 + 4NaCN + 2H_2O + 2Ag\downarrow$$

வெள்ளித் துகள்களை வடிகட்டி சேகரித்து, பின்பு உலர்த்தி, உருக்கி, கட்டிகளாக வெள்ளி பெறப்படுகின்றது.

காரீயத்திலிருந்து வெள்ளியை நீக்குதல்
(Desilirerisation of Argentiferrous lead)

காரீயத்தை அதனுடைய தாதுக்களிலிருந்து பெரும் பொழுது, காரீயத்துடன் மிகச் சிறிய அளவில் வெள்ளி மாசுப் பொருளாகக் கலந்துள்ளது. வெள்ளியின் விலை மதிப்பு மிக உயர்ந்ததாக இருப்பதால் இது சிறிதளவு மாசுப் பொருளாக இருப்பினும் பொருளாதார முறையில் இதனை காரீயத்திலிருந்து பிரித்தெடுக்க, இரு முறைகள் கையாளப்படுகின்றன. அவையாவன :

(அ) பாட்டின்சன் முறை (Pattinson's Process)

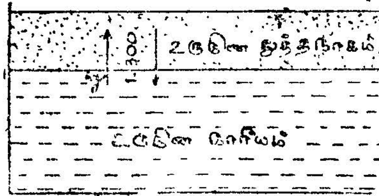
வெள்ளியை மாசுப் பொருளாகக் கொண்டுள்ள காரீயத்தை உருக்கி, மெதுவாகக் குளிரச் செய்தால், தூய காரீயம் முதலில் படிகங்களாகப் பிரிகின்றது. படிகங்களைத் தொடர்ந்து நீக்கிக் கொண்டே வந்தால் 303°C வெப்ப நிலையில் நீர்மம் உறைந்து விடும். இந்நிலையில் பெறப்படும் திண்மத்தில் 2·5 சதவீதம் வெள்ளியுள்ளது.

இந்த வெள்ளி—காரீய நல்லுருகக்கலவை (Eutectic alloy) யிலிருந்து வெள்ளியை பார்க் முறையிலாவது, புடமிடுதல் (Cupellation) முறையிலாவது, காரீயத்தினின்றும் பிரித்தெடுக்கலாம்.

(ஆ) பார்க் முறை (Parke's Process)

உருகின காரீயமும், உருகின துத்தநாகமும், ஒன்றுடன் ஒன்று கலப்பதில்லை. இரண்டு நீர்மங்களையும் கலந்தால் அவை தனித்தனி அடுக்குகளாக பிரிந்து நிற்கின்றன. வெள்ளி, நீர்ம காரீயத்தில் கரைவதைப் போல, 300 மடங்கு அதிக அளவில் நீர்ம துத்தநாகத்தில் கரைகின்றது. நெர்ன்ஸ்ட் பிரிவினை விதியின் தத்துவத்தைப் பயன்படுத்தி காரீய-வெள்ளிக் கலவையிலிருந்து, வெள்ளி பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றது.

பாட்டின்சன் முறையில் பெற்ற வெள்ளி—காரீய நல்லுருக் கலவையாவது (வெள்ளியின் சதவீதம் 2·5%) வெள்ளியை மாசாகப் பெற்றுள்ள காரீயத்தையாவது, உருக்கி, அதனுடன் சிறிதளவு உருகின துத்தநாகத்தைக் கலந்து நன்கு கலக்குகின்றனர். ஈயத்திலுள்ள வெள்ளியின் பெரும்பான்மையான பாகம் நெர்ன்ஸ்ட் விதியின்படி துத்தநாக அடுக்கை அடைகின்றது.



படம் 39

நீர்மங்களின் கலவையை அமைதியான நிலையில் (Undisturbed) குளிரச் செய்தால், வெள்ளி துத்தநாக அடுக்கு, உருகின காரீயத்தின் மேல், அடுக்காகப் பிரிந்து பிறகு திண்மமாக உறைகின்றது. இதனை துளைகளுள்ள இரும்புக் கரண்டிகளைக் கொண்டு, நீக்கி ஒன்றுகச் சேர்த்துக் கொள்ளலாம்.

இவ்வகையில் பெறப்பட்ட துத்தநாக—வெள்ளிக் கலவை நன்கு வெப்பப் படுத்தினல். துத்தநாகம் ஆவியாக மாறி வெளியேறுகிறது. வெள்ளி வாலையில் தங்கிவிடுகின்றது.

தூய்மைப்படுத்துதல்

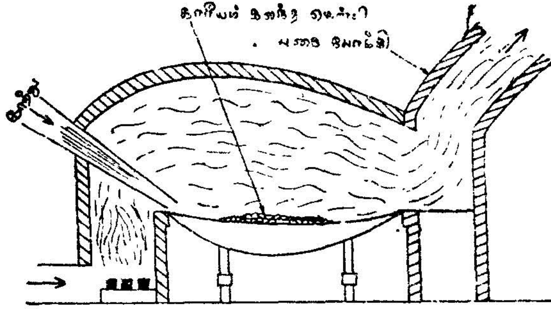
மேற்கூறிய வகைகளில் பெறப்படும் வெள்ளி தூய்மையான நிலையில் இருப்பதில்லை. காரீயத்திலிருந்து பெறப்படும்பொழுது காரீயத்தை மாசுப் பொருளாகவும், மற்ற முறைகளில் துத்தநாகம், பாதரசம், வேறு உலோகங்கள் மாசுப் பொருள்களாகவும் உள்ளன.

மாசுப்பொருள்களை நீக்கி தூய நிலையில் வெள்ளியைப் பெறுவதற்கு இரு முறைகள் பின்பற்றப்படுகின்றன. அவைகளாவன:

(அ) புறமிடுதல்
(Cupellation)

காரீயம் கலந்துள்ள வெள்ளியை, எலும்புச் சாம்பல், மக்னீசியா போன்ற பொருள்களால் செய்யப்பட்ட குப்பல்

(Cupel) என அழைக்கப்படும். புடக்குகையில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. இந்த புடக்குகையை படத்தில் காட்டியது போன்ற எதிர் அனல் உலையினுள் வைத்து நன்கு வெப்பப் படுத்தப்படுகின்றது.



படம் 40

புடக் குகையினுள்ள உருகின உலோகக் கலவையின் மீது வெப்பப்பட்ட காற்று பாய்ச்சப்படுகின்றது. இந்நிலையில் உலோகக் கலவையிலுள்ள காரீயம் ஆக்சீகரணம் அடைகின்றது.

காரீய ஆக்சைடு வேகமாகப் பாயும் காற்றினல் அப்புறப் படுத்தப்படுகிறது. தொடர்ந்து இந்நிகழ்ச்சி நடைபெறுகையில், பளபளப்பான வெள்ளி உருகிய நிலையில், புடக் குகையில் கிடைக்கின்றது. இம்முறையை திரும்பத் திரும்பச் செய்வதன் மூலம் தூய வெள்ளியைப் பெறலாம்.

(ஆ) மின் பகுப்பு முறை

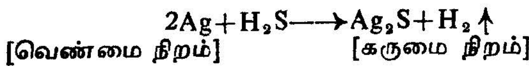
தூய்மைப்படுத்த வேண்டிய வெள்ளிக் கட்டிகளை நேர்மின் முனையாகவும், தூய வெள்ளித் தகட்டை எதிர்மின் முனையாகவும் அமைத்து நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலை மின்பகு பொருளாக எடுத்துக் கொண்டு மின்னோட்டம் செலுத்தினல், தூய வெள்ளி எதிர்மின்வாய்த் தகட்டில் படிகிறது.

பண்புகள்

இது பளபளப்பான வெண்மை நிறமான உலோகம். இதனை கம்பிகளாக நீட்டவும், மெல்லிய தகடுகளாக மாற்றவும் முடியும். இது வெப்பம், மின் இவற்றை சிறந்த முறையில் கடத்துகின்றது.

இதன் உருகுநிலை 960°C. உருகிய வெள்ளி எளிதில் ஆக்சிஜனை உறிஞ்சுகிறது. சாதாரண வெப்ப மண்டல அழுத்தத்தில் சுமார் 1 பருமனளவு நீர்ம நிலையிலுள்ள வெள்ளி 20 பங்குத், பருமனளவுள்ள ஆக்சிஜனை, உறிஞ்சும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. இவ்வாறு ஆக்சிஜனை உறிஞ்சிய வெள்ளி, திண்மமாக மாறும்பொழுது ஆக்சிஜன் வெளியேறுகின்றது. இந்நிகழ்ச்சியை துப்புதல் (Spitting) என அழைக்கிறோம். இவ்வகை திண்ம வெள்ளியின் மேற்பரப்பு சொர சொரப்பாயுள்ளது.

தூயக் காற்றுடன் வெள்ளி வினையுறுவதில்லை. ஆனால்' காற்றில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு இருப்பின், வெள்ளியின் மேற்பரப்பு, பளபளப்பை இழந்து, கருமை நிறம் அடைகின்றது.



$$2Ag + H_2S \longrightarrow Ag_2S + H_2\uparrow$$

[வெண்மை நிறம்] [கருமை நிறம்]

வெள்ளி, ஆக்சிஜன், நீர், நீராவி, நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் இவற்றுடன் வினையுறுவதில்லை.

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று கரைகின்றது.



$$3Ag + 4HNO_3 \rightarrow 3AgNO_3 + NO_2\uparrow + 2H_2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன். சாதாரண வெப்ப நிலையிலும், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன், அதிக வெப்ப நிலையிலும் கீழ்க் கண்டவாறு வினை புரிகின்றது.



$$Ag + 2HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2\uparrow + H_2O$$



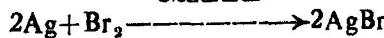
$$2Ag + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow$$

காரக் கரைசல்களுடனும், உருகின காரங்களுடனும் வெள்ளி வினையுறுவதில்லை.

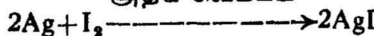
குளோரினுடன் உடனடியாகவும், புரோமின், அயோடின் போன்றவைகளுடன் மிக மெதுவாகவும் வெள்ளி வினையுறுகின்றது.



$$2Ag + Cl_2 \longrightarrow 2AgCl$$

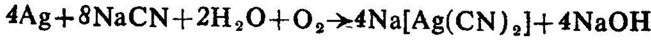


$$2Ag + Br_2 \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} 2AgBr$$

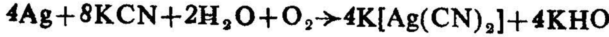


$$2Ag + I_2 \xrightarrow{\text{அதிக வெப்பம்}} 2AgI$$

வெள்ளி சயனைடு கரைசலுடனும், ஆக்சிஜனுடனும் வினையுற்று அர்ஜண்டோ சயனைடு கரைசலைத் தருகின்றது.



$$4Ag + 8NaCN + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4Na[Ag(CN)_2] + 4NaOH$$



$$4Ag + 8KCN + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4K[Ag(CN)_2] + 4KHO$$

பயன்கள்

வெள்ளி நைட்ரேட், வெள்ளி குளோரைடு, வெள்ளி புரோமைடு போன்ற சேர்மங்களைப் பெறுவதற்கு வெள்ளி பயன்படுகிறது.

வெள்ளி நைட்ரேட் சோதனைச் சாலைகளிலும், வெள்ளி குளோரைடு, வெள்ளி புரோமைடு உப்புக்கள் போட்டோ தொழிலிலும் பயன்படுகின்றன.

92% வெள்ளியும். 8% காப்பரும் கலந்துள்ள உலோகக் கலவை, வெள்ளி நாணயங்கள், பாத்திரங்கள், நகைகள், அழகுப் பொருள்கள் இவற்றைச் செய்வதில் பயன்படுகிறது.

வெள்ளி மூலாம் பூசவும், கண்ணாடிக்கு ரசம் பூசவும் சிறந்த பிரதிபலிப்பு சாதனங்கள் (Reflectors) செய்யவும் பயன் படுகிறது.

ஆயுர்வேத, யூனானி மருத்துவ முறைகளில், ஊட்ட (Tonic) சத்துக்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. வெள்ளியின் தாதுக்களின் பெயர்களையும், அவற்றின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளையும் குறிப்பிடுக.
2. பாதரசத்தைப் பயன்படுத்தி வெள்ளியைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையை விவரிக்க.
3. காரீயத்தில் கலந்துள்ள வெள்ளி எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றது.
4. வெள்ளியை அதனுடைய தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் சயனைடு முறையில் பின்பற்றப்படும் பௌதிக, வேதி தத்துவங்களை விளக்குக.
5. புடமிடுதல் என்றால் என்ன?

   இம்முறையில் வெள்ளி எவ்வாறு தூய்மைப்படுத்தப் படுகிறது.
6. வெள்ளியின் பண்புகளையும். பயன்களையும் தொகுத்து எழுதுக.
7. சிறு குறிப்பு விளக்கு :—

   (அ) புடமிடுதல், (ஆ) நேர்ன்ஸ்ட் விதி, (இ) பார்க் முறை, (ஈ) துப்புதல், (உ) மீள்வினை.

13. தங்கம்
(Gold)

தங்கமும், வெள்ளியைப் போன்று பழங்காலந்தொட்டு பயன்பட்டு வரும் ஒரு உலோகம். இது எளிதில் வேதி மாற்றங்கள் அடையாததாலும், நிறம் குன்ருமல் இருக்கும் காரணத்தாலும், மிகக் குறைந்த அளவில் உலகில் கிடைப்பதாலும், இதன் மதிப்பு அதிகமாகியுள்ளது. ரசவாதிகள் (Alchemists) இதன் மதிப்பை உணர்ந்து காப்பர், இரும்பு போன்ற உலோகங்களை தங்கமாக மாற்றுவதற்கான முயற்சிகளில் ஈடுபட்டிருந்தனர். இவர்களின் முயற்சியினுல்தான் ஓரளவு வேதியியல் அக்காலத்தில் முக்கியத்துவம் பெற்றது.

தோற்றம்

தங்கம் ஒரு வீரியமற்ற உலோகம். இயற்கையில் இது தனிம நிலையிலேயே பெரும்பாலும் காணப்படுகின்றது. மிகச் சிறிய அளவில் இது மற்ற உலோகங்களுடனும், அலோகங்களுடனும் கலந்து காணப்படுகின்றது. சில இடங்களில், காப்பர் தாதுக்களுடன் மிகச் சிறிய அளவில் காணப்படுகின்றது.

உலகில், ஆண்டுதோறும் பெறப்படும் தங்கத்தில் பெரும்பாகம் கீழ் வரும் இரண்டு மூலங்களிலிருந்துதான் கிடைக்கின்றன.

(அ) ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்ஸ்.

(ஆ) ஆற்றுப் படுகை மண்ணிலுள்ள தங்கம்.

தங்கம் இயற்கையில் குவார்ட்ஸ் பாறைகளிடையே ரேகைகளாகக் காணப்படுகின்றன. இவ்வகை குவார்ட்ஸ் பாறைகள் தென் ஆப்பிரிக்கா, மெக்சிகோ முதலிய இடங்களில் காணப்

படுகின்றன. இந்தியாவில் மைசூர் மாநிலத்திலுள்ள கோலார் என்னுமிடத்திலும், ஹட்டி என்னுமிடத்திலும் இவ்வகைப் பாறைகள் காணப்படுகின்றன.

இவ்விடங்களில் சுரங்கங்களை வெட்டி தங்க ரேகையைப் பெற்றுள்ள குவார்ட்ஸ் பாறைகளை வெளிக் கொண்டு வருகின்றனர்.

இயற்கையில் அருவிகளும், நதிகளும் இப்பாறைகளின் மீது வேகமாக ஓடும் பொழுது பாறைகள் சிதைவடைத்து, சிறு மண் துகள்களாக ஆகின்றன. பாறையிடையே தனிம நிலையிலுள்ள தங்க துகள்களும் நீரினுற் அடித்துச் செல்லப்பட்டு ஆற்று படுகை மண்ணில் காணப்படுகின்றது.

உலோகயியல்

(1) அடர்ப்பித்தல்

தங்கத்தின் உலோகயியலில் முதல் கட்டமாக தங்கத்தை தனிம நிலையில் பெற்றுள்ள தாதுக்களைச் சேகரித்து அவற்றில் தங்கத்தின் செறிவை அதிகப்படுத்துவதாகும்.

(அ) ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்ஸிலிருந்து

தனிமநிலையில் தங்கத்தைச் சிறிதளவு பெற்றுள்ள குவார்ட்ஸ் பாறைகள் தங்கச் சுரங்கத்திலிருந்து வெட்டி வெளிக் கொண்டு வரப்படுகின்றன. இப்பாறைகளை தகுந்த இயந்திரங்களைக் கொண்டு முதலில் சிறு கட்டிகளாகவும், பின் துகள்களாகவும் தூளாக்குகின்றனர்.

(ஆ) ஆற்று படுகை மண்ணிலுள்ள தங்கம்

ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்ஸ் பாறைகளின் மீது பாய்ந்து செல்லும் நதிகளின் வண்டல் மண்ணில் தங்கம் தனிம நிலையில் கிட்டத்தட்ட 15 மிலியன் பங்கில் ஒரு பங்கு என்ற விதத்தில் காணப்படுகின்றது.

இவ்வண்டல் மண்ணைத் தகுந்த முறையில் சேகரித்து நீரில் கழுவினுல், மிக்க ஒப்பு அடர்த்தியுள்ள தங்கம் அடியில் படிகிறது. மண், கல், துகள்கள், மற்ற மாசுக்கள் நீரினுல் அடித்துச் செல்லப் படுகின்றன. இவ்வாறு அடர்ப்பிக்கப்பட்ட வண்டல் மண் அல்லது ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்ஸ் துகள்களிலிருந்து பின் வரும் ஏதாவது ஒரு முறையில் தங்கம் பெறப்படுகின்றது.

(2) (அ) இரசக் கலவை முறை

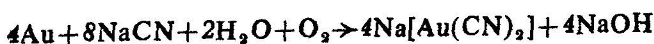
பாதரசம் பூசப்பட்ட தாமிரத் தகடுதனை சிறிய சாய்தளம் போன்று அமைத்து தங்கமும், மண்ணும் கலந்துள்ள நீர்க் குழம்பு இதன் மீது பாய்ச்சப்படுகிறது. மணல் துகள்கள் நீரினால் அடித்துச் செல்லப்படுகின்றன.

தங்கம் எளிதில் பாதரசத்துடன் கூடி ரசக் கலவையை கொடுக்குமாதலால், தங்கம் தாமிரத் தகட்டின் மீது பூசப் பட்டுள்ள பாதரசத்துடன் வினையுற்று ரசக்கலவையாக தங்கி விடுகிறது. இந்த தங்க ரசக் கலவை அவ்வப்போது வழித் தெடுக்கப்பட்டு சேகரிக்கப் படுகின்றது.

ரசக் கலவையை தகுந்த வாலைகளில் எடுத்துக்கொண்டு, காய்ச்சி வடித்தலுக்கு (Distillation) உட்படுத்தினால் பாதரசம் ஆவியாக வெளியேறிவிடுகின்றது. தங்கம் வாலையில் தங்கி விடுகின்றது. இம்முறையைப் பயன்படுத்தினால், தங்கத் தாதுக் களிலுள்ள சுமார் 55% தங்கமே பெறப்படுகின்றது. மீதி பாகத்தை சயனைடு முறையால்தான் பெறமுடியும்.

(ஆ) சயனைடு முறை

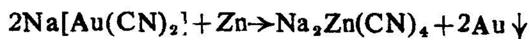
இம்முறையே, தங்கத்தின் உலோகயியலில் அதிக அளவில் பயன்படுகிறது. பெரிய தொட்டிகளில், தங்கத் தாதுக்களை எடுத்துக்கொண்டு 5% செறிவுள்ள சோடியம் சயனைடு சரைசலு டன் சேர்த்து சுமார் 12 மணி நேரம் காற்றைச் செலுத்துகின்ற னர். காற்றுத் தொட்டியிலுள்ள பொருள்களை நன்கு கலக்கப் பயன் படுவதுடன் காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜன் வேதி வினையிலும் பங்கு பெறுகின்றது.



$$4Au+8NaCN+2H_2O+O_2 \rightarrow 4Na[Au(CN)_2]+4NaOH$$

இவ்வினையில் உருவாகும், சோடியம் அர்ஜெண்டோ சயனைடு என்ற அணைவுச் சேர்மம் நீரில் கரைகின்றது. மண், கல் மற்ற மாசுப் பொருட்கள் யாவும் நீரின் அடியில் வண்டலாகத் தங்கிவிடுகின்றது.

தெளிவான கரைசலை மற்றொரு தொட்டிக்கு மாற்றி அதனுடன் துத்தநாகத் துகள்களை கலந்து கலக்குகின்றனர். துத்த நாகம், அணைவுச் சேர்மத்தில் தங்கத்தை பதிலீடு செய்கின்றது. தங்கம் கரையாத பொருளாக தொட்டியின் அடியில் தங்கு கின்றது.



$$2Na[Au(CN)_2] + Zn \rightarrow Na_2Zn(CN)_4 + 2Au \downarrow$$

வீழ் படிவைச் சேகரித்து அதனுடன் நீர்த்த சல்ஃபியூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்துக் கலக்கினுல் முன்வினையில் பங்கு பெருத துத்தநாகம், நீக்கப்படுகின்றது.

தங்கத் துகள்களை வடித்தெடுத்து, உலர்த்தி, உருக்கி கட்டிகளாக மாற்றுகின்றனர்.

(3) தூய்மைப் படுத்துதல்

மேற் கூறிய முறைகளில் பெறப்படும் தங்கம், தூய்மையானதன்று. இதனை மின்பகுப்பு முறையில் எளிதில் தூய்மையாக்கலாம். மாசுள்ள தங்கக் கட்டிகளை நேர்மின் வாயாகவும், தூயத் தங்கத் தகடுகளை எதிர் மின் வாய்களாகவும் அமைத்து, சிறிதளவு நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரைடு அமிலம் கலந்த தங்கக் குளோரைடு (10%) கரைசலை மின் பகு பொருளாக எடுத்து மின்னேட்டம் செலுத்தப்படுகின்றது. தூய தங்கம் எதிர் மின்வாயில் படிகின்றது. மாசுக்கள் நேர்மின் வாயின் கீழ் வண்டலாகப் படிகின்றன.

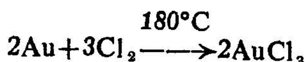
பண்புகள்

தூய தங்கம் மஞ்சள் பொன் நிறமுள்ள, பளபளப்பான உலோகம். இதன் ஒப்பு அடர்த்தி (19·3) மிக அதிகமாகும். இதை மிக மெல்லிய இழைகளாகவும்,மிக மெல்லிய (ஒளி புகக் கூடிய அளவிற்கு) தகடாகவும் மாற்றலாம். வெப்பம், மின் சாரம் ஆகியவற்றை எளிதில் கடத்தும் திறனுடையது.

காற்று, நீர், நீராவி, அமிலங்கள், காரங்கள் இவற்ருல் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

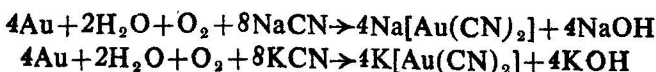
நீருக்கு அரசன் (Aqua Regia) என அழைக்கப்படும், அடர் நைட்ரிக் அமில, அடர்ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கலவையில் (3·1) மட்டும் கரையக் கூடியது.

இது குளோரினுடன் 180°C வெப்ப நிலையில் வினையுற்று ஆரிக் குளோரைடைத் தருகின்றது.



$$2Au + 3Cl_2 \xrightarrow{180°C} 2AuCl_3$$

ஆக்சிஜனின் முன்னிலையில் சயனைடுகளுடன் வினையுற்று அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றது.



$$4Au + 2H_2O + O_2 + 8NaCN \rightarrow 4Na[Au(CN)_2] + 4NaOH$$

$$4Au + 2H_2O + O_2 + 8KCN \rightarrow 4K[Au(CN)_2] + 4KOH$$

பயன்கள்

தொன்று தொட்டு நாணயங்கள் செய்வதில் பயன்பட்டு வருகின்றது.

நகைகள் செய்வதற்கும், அழகுப் பொருள்களுக்கு முலாம் பூசுவதற்கும், பெருமளவில் நம் நாட்டில் பயன்படுகிறது.

சில வகை மருந்துகள் செய்யவும், போட்டோ தொழிலில் சிறிதளவும் பயன்படுகிறது.

எல்லா உலக நாடுகளிலும், தங்கம் சேமிப்புச் செல்வமாக சேர்த்து வைக்கப்படுகின்றது.

தங்கத்தின் உலோகக் கலவைகள்

தூய தங்கம் 24 காரட் என அழைக்கப்படுகின்றது. 22 காரட் தங்கம் என்ருல் தூய தங்கம், 22 பாகமும், பிற உலோகங்கள் (பொதுவாக காப்பர்) இரண்டு பாகமும் உள்ள உருவகக் கலவை எனப் பொருள்படும். அது போலவே 14 காரட் தங்கம் என்பது 14 பங்கு தூய தங்கமும், 10 பங்கு பிற உலோகங்களும் கலந்துள்ள உலோகக் கலவை எனப் பொருள்படும். நகைகளுக்கும், நாணயங்களுக்கும் 22 காரட் தங்கமே பயன்படுகிறது. இதில் 2/24 பாகம் காப்பர் உள்ளது. இதுவே சற்று கடினமாக இருக்கக் கூடியது.

கூழ்நிலைத் தங்கம்

தங்கத்தைக் கூழ்நிலையில் பெறும் பொழுது, பலவகை நிற முள்ள (நீலம்—ஊதா—ஆழ்ந்த ஊதா—சிவப்பு கலந்த நீலம்) கூழ்களைப் பெற முடியும். இவ்வகை கூழ்களில் தங்கத் துகள் களின் பருமன் மாறுவதே நிற மாற்றத்திற்கு காரணமாகும்.

வினுக்கள்

1. இயற்கையில் தங்கம் எவ்வாறு கிடைக்கின்றது? இதனைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைகளையும், தூய்மையாக்கும் முறைகளையும் விவரிக்க.
[செ. ப. ஏப்ரல் 61]

2. சில வண்டல் மண்ணில் தங்கத் துகள்கள் இருப்பதின் காரணம் என்ன? இதிலிருந்து தங்கத்தை எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கலாம்?

3. தங்கத்தின் பண்புகளையும், பயன்களையும் விவரிக்க.

4. ஆரிஃபெரஸ் குவார்ட்சிலிருந்து தங்கம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றது.

5. சிறு குறிப்பு வரைக:—

(அ) '14 காரட் தங்கம்'

(ஆ) கூழ்நிலை தங்கத்தின் நிறம்.

(இ) ரசக் கலவை முறையில் தங்கத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்.

(ஈ) சயனைடு முறையில் தங்கத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்.

14. வெள்ளீயம்

(Tin)

வெள்ளீயம் என்ற தனிமத்தை தகரம் என்றும் சிலர் கூறுவதுண்டு. வெள்ளீயம் பூசப்பட்ட மெல்லிய இரும்புத் தகட்டை, நடைமுறையில் 'தகரம்' என அழைப்பதால், வெள்ளீயம் என்ற பெயரே இத்தனிமத்திற்கு பொருந்துவதாயுள்ளது.

தோற்றம்

இத்தனிமத்தின் முக்கிய தாதுப் பொருள் 'டின்ஸ்டோன்' (Tinstone—SnO_2) ஆகும். இது மலேயா, சீனு, பர்மா போன்ற நாடுகளில் கிடைக்கின்றன்.

இதற்கு அடுத்தபடியாக வெள்ளீய பைரட்களை (Tin pyrites—$Cu_2S.FeS.SnS_2$) வெள்ளீயத்தின் தாதுக்களாகக் கருதலாம்.

உலகில் பெறப்படும் வெள்ளீயத்தில் 98 சதவீதம் டின்ஸ்டோன் தாதிலிருந்தே பெறப்படுகின்றது.

அடர்ப்பித்தல்

டின்ஸ்டோனில் கிட்டத்தட்ட 8 சதவீதமே வெள்ளீயம் உள்ளது. இத்தாதும், இரும்பு, காப்பர், சேங்மங்களும், டங்ஸ்டன் சேர்மமும் (Wolframite) கல், மண் போன்றவைகளும் சலந்துள்ளன.

டின்ஸ்டோன் தாதுக்களை சுரங்கங்களிலிருந்து வெட்டி வெளிக் கொணர்ந்து தகுந்த இயந்திரங்களின் மூலம் நன்கு பொடி செய்யப்படுகின்றன. தாதுக்களின் துகள்களை, நீரோட்டத்தில் கழுவுதல் மூலம், அடர்த்தி குறைவான மண், கல் போன்ற மாசுக்கள் நீக்கப்படுகின்றன. தாதுவிலுள்ள உலோகப் பொருள்களின் செறிவு அதிகமாகின்றது.

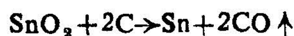
டங்ஸ்டனின் தாதுவான உவ்ஃப்ரமைட் (Wolframite) அடர்ப்பிக்கப்பட்ட வெள்ளியத் தாதுக்களில் சுமார் 4 சதவீதம் காணப்படுகின்றது. டங்ஸ்டன், தாதுக்கள் காந்தப் புலனுல் ஈர்க்கப்படுகின்றன. எனவே மின்காந்தப் பிரிப்பு முறையில் (படம்—36) இவை டின்ஸ்டோனிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படு கின்றன.

வறுத்தல்

டின்ஸ்டோனிலிருந்து டங்ஸ்டன் தாதுக்கள் நீக்கப்பட்ட பின், மீதமுள்ளதை சுழலும், தட்டுக்களையுடைய ஒரு உலையில் அதிக அளவு காற்றுடன் வெப்பப்படுத்தி நன்கு வறுக்கப்படு கின்றது. கந்தகம், ஆர்சனிக், கார்பன் டை ஆக்சைடு போன்ற பொருள்கள் வெளியேற்றப்படுகின்றன. உலோக தாதுக்கள் யாவும் ஆக்சிகரணம் அடைந்து ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன.

ஒடுக்குதல்

வறுக்கப்பட்ட தாதுக்களுடன் ஆன்த்ரசயிட் (Anthracite) என அழைக்கப்படும் கனல் மிகு கரியையும் கலந்து சிறிதளவு கால்சியம் கார்பனேட்டையும் (இளக்கி) சேர்த்து ஒரு எதிர் வெப்ப உலையில் (Reverberatory furnace) சுமார் 1200°C வெப்ப நிலைக்கு சூடாக்கப்படுகிறது. தாதுவிலுள்ள வெள்ளிய ஆக்சைடு எளிதில் ஒடுக்கப்படுகிறது.



$$SnO_2 + 2C \rightarrow Sn + 2CO\uparrow$$

இந்நிலையில் வெள்ளியம் உருகி விடுவதால், நீர்ம வெள் ளியம் வெளியேற்றப்பட்டு, வார்ப்புகளில் குளிரச் செய்து கட்டிகளாக பெறப்படுகின்றன.

தூய்மையாக்கல்

வெள்ளியத்தின் உருகுநிலை மிகவும் குறைவாக (232°C) உள்ளதால், உருக்குதல் முறையில் இதனை எளிதில் தூய்மை யாக்கலாம்.

சிறிது சாய்வாக உள்ள தளங்களில், மாசுள்ள வெள்ளியக் கட்டிகளை வைத்து உருக்கினுல் (liquation) வெள்ளியம் மட்டும் உருகி சாய்தளத்தின் கீழே மட்டத்தை அடைகின்றது. மாசுப் பொருள்கள் தளத்திலேயே தங்கி விடுகின்றன.

மீண்டும் வெள்ளீயத்தை தொட்டிகளில் உருக்கி பச்சை மரக் கொம்புகளினுல் (Poling) மாசுக்கள் திண்மக் கசடுகளாக நீர்மத்தின் மேல் மிதக்கின்றன. இவற்றை நீக்கிய பின் 99·9 தூய்மையான வெள்ளீயம் கிடைக்கின்றது.

இவ்வாறு பெறப்படும் வெள்ளீயக் கட்டிகளை நேர்மின் வாயாகவும், தூய வெள்ளீய தகடுகளை எதிர்மின்வாயாகவும் அமைத்து, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் கலந்த ஸ்டேனஸ் சல்ஃபேட் கரைசலை மின் பகுளியாக எடுத்துக் கொண்டு மின் னேட்டம் செலுத்தினுல் தூய வெள்ளீயம் கிடைக்கின்றது.

பண்புகள்

வெள்ளீயம் மிகச் சிறிய அளவு நீலம் கலந்த வெண்மையான, பளபளப்புள்ள உலோகம். மிகவும் மிருதுவானது. தகடுகளாக அடிக்கலாம். ஆனுல் மெல்லிய கம்பிகளாக இழுக்க முடியாது.

இதன் உருகுநிலை 232°C. கொதிநிலை 2270°C. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 7·3. இது 180°C வெப்ப நிலைக்கு மேல் நொருங்கும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. மின்சாரம், வெப்பம் முதலியவற்றை நன்கு கடத்தக் கூடியது.

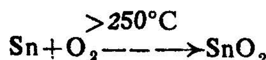
இது ஒரு உலோகமாக இருப்பினும் புறவேற்றுருவங்களில் காணப்படுகின்றது.

$$\alpha \text{ வெள்ளீயம்} \underset{}{\overset{18°C}{\rightleftharpoons}} \beta \text{ வெள்ளீயம்} \underset{}{\overset{160°C}{\rightleftharpoons}} \gamma \text{ வெள்ளீயம்}$$

சாம்பல் நிற	வெள்ளை நிற	பொடியாகக்
பொடியான	உலோக	கூடிய
வெள்ளீயம்	வெள்ளீயம்	வெள்ளீயம்
கன சதுரம்	டெட்ராகனல்	சாய் சதுரம்
ஒ. அ. 5·75	ஒ. அ. 7·28	ஒ. அ. 6·56

வெள்ளீயத்தினுல் ஆன கம்பி அல்லது தகடை வளைக்கும் பொழுது, அதிலுள்ள படிகங்கள் உடைவதாலும், ஒன்றுடன் ஒன்று உராய்வதாலும் ஒருவித ஒலி உண்டாகிறது. இதற்கு வெள்ளீயத்தின் ஒலி (Tin cry) எனப் பெயர்.

சாதாரண வெப்ப நிலையில் இது காற்றால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் 250°C வெப்ப நிலைக்கு மேலிருப்பின் எளிதில் ஆக்சைடாக மாறுகின்றது.



$$Sn+O_2 \xrightarrow{>250^\circ C} SnO_2$$

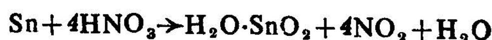
நீருடனும், நீராவியுடனும் வெள்ளீயம் திண்ம நிலையில் வினையுறுவதில்லை. இக்காரணங்களினால்தான் இது இரும்புத் தகடுகளின் மேல் பூசப்பட்டு (தகரம்) பலவகை டப்பாக்கள் செய்யப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று அம்மோனிய நைட்ரேட்டைத் தருகின்றது.



$$4Sn+10HNO_3 \rightarrow 4Sn(NO_3)_2+3H_2O+NH_4NO_3$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று நீரேற்றிய ஸ்டானிக் ஆக்சைடைத் தருகின்றது.



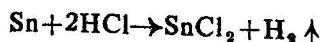
$$Sn+4HNO_3 \rightarrow H_2O \cdot SnO_2+4NO_2+H_2O$$

நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினையுறுவதில்லை. ஆனால் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று சல்ஃபர் டை ஆக்சைடைத் தருகின்றது.



$$Sn+2H_2SO_4 \rightarrow SnO_2+2SO_2+2H_2O$$

நீர்த்த அல்லது அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று நைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றது.



$$Sn+2HCl \rightarrow SnCl_2+H_2\uparrow$$

வெள்ளீயம் காரக் கரைசல்களுடன் பின் வருமாறு வினையுறுகின்றது.

குளிர்ந்த நீர்த்த காரக் கரைசல்



$$Sn+2NaOH \rightarrow Na_2SnO_2+H_2\uparrow$$

சூடான அடர் காரக் கரைசல்



$$Sn+2NaOH+H_2O \rightarrow Na_2SnO_3+2H_2\uparrow$$

வெள்ளீயத்தின் சில முக்கிய உலோகக் கலவைகள்

எண்.	உலோகக் கலவையின் பெயர்	அமைப்பு (சதவீதம்)		பயன்கள்
1.	வெண்கலம் (Bronze)	Cu Sn Zn	80% 10% 2%	அழகுப் பொருள்களை வார்த்தெடுக்கவும், போர்க் கருவிகளை செய்யவும்
2.	மணி வெண்கலம் (Bell metal)	Cu Sn	80% 20%	ஓசை எழுப்பும் மணிகள் செய்ய. வார்ப்படங்கள் செய்ய
3.	டைப்உலோகம் (Type metal)	Pb Sb Sn	60% 30% 10%	அச்சு எழுத்துக்கள் வார்ப்படங்கள் செய்ய
4.	சோல்டர் உலோகக் கலவை (Solder alloy)	Sn Pb	50% 50%	உலோகங்களை ஒன்று சேர்க்க
5.	ஃப்யூஸ் உலோகக் கலவை (Fuse alloy)	Pb Sn	80% 20%	மின் சுற்றுக்களில்

பயன்கள்

வெள்ளீயம் மெல்லிய இரும்புத் தகடுகளின் மீது முலாம் பூசப் பயன்படுகிறது. இத்தகடுகளை தகரம் என்கிறோம். இவற்றைக் கொண்டு, பல வித டப்பாக்கள் செய்யப்படுகின்றன. இவை, பக்குவப்படுத்தப்பட்ட உணவுப் பண்டங்களை சேகரித்து வைக்கவும், எண்ணெ வகைகளின் கொள்கலன்களாகவும் பயன்படுகின்றன.

சமையல் பாத்திரங்களின் உட்புறம் முலாம்பூச வெள்ளீயம் பயன்படுகிறது.

பளபளப்பான பல்வேறு உலோகக் கலவைகளைச் செய்வதற்கும், எளிதில் உருகக் கூடிய உலோகக் கலவைகள் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. வெள்ளீயத்தின் முக்கிய தாதுக்கள் யாவை? அவற்றி லிருந்து வெள்ளீயம் எவ்வாறு பெறப்படுகின்றது? வெள்ளீயம் அமிலங்களுடனும், காரங்களுடன் எவ் வாறு வினை புரிகின்றது.

(செ. ப. செப்டம்பர்—67)

2. டின்ஸ்டோன் என்ற தாதுப் பொருளில் உள்ள பகுதிப் பொருள்கள் யாவை? அது எவ்வாறு அடர்பிக்கப் படு கிறது?
3. டின்ஸ்டோன் தாதுவிலிருந்து எவ்வாறு டங்கஸ்டன் தாதுக்கள் (உல்ஃப்ரமைட்) பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.
4. வெள்ளீயத்தின் பண்புகளையும், பயன்களையும் விவ ரிக்க.
5. வெள்ளீயம் எவ்வகைகளில் தூய்மைபடுத்தப் படுகிறது.
6. வெள்ளீயத்தைப் பெற்றுள்ள ஏதாவது நான்கு உலோகக் கலவையின் பெயர்களும், அவற்றின் அமைப்பையும், பயன்களையும் அட்டவணைப் படுத்துக.
7. சிறு குறிப்பு வரைக.

   (அ) மின் காந்த முறையில் அடர்ப்பித்தல்.

   (ஆ) வெள்ளீயத்தின் புற வேற்றுருவங்கள்.

   (இ) வெள்ளீயத்தில் ஒலி (Tin cry).

   (ஈ) சோல்டர் உலோகம்.

   (உ) உருகு உலோகக் கலவை.

15. துத்தநாகம்
(Zinc)

துத்தநாகம், பல நூற்றுண்டுகளாக மக்களால் பயன் படுத்தப்பட்ட உலோகம். இதன் உலோகக் கலவையான பித்தளை வெகுகாலமாக பாத்திரங்கள் செய்யவும், விளக்குகள், சிலைகள் முதலிய செய்வதில் பயன்பட்டு வந்துள்ளது.

தோற்றம்

துத்தநாகம், எளிதில் வேதி வினைகளில் பங்கு பெறக்கூடிய உலோகம். இதனுல் இது இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்ப தில்லை. இவ்வுலோகத்தின் தாதுக்கள் உலகில் பல பாகங்களி லும் பெருமளவில் கிடைக்கின்றது. துத்தநாகத்தின் சில முக்கிய கனிமங்களும் அவற்றின் வாய்பாடும் பின்வருமாறு.

சிங்க் பிளன்டு	Zinc Blende	ZnS.
சிங்கைட்	Zincite	ZnO
கேலமைன்	Calamine	$ZnCO_3$
வில்லிமைட்	Willimite	$2ZnO, SiO_2$

வாணிப ரீதியில் துத்தநாகத்தைத் தயாரிக்க சிங்க் பிளன்டு, சிங்கைட், கேல்மைன் என்ற தாதுக்களையே உபயோகப் படுத்துகின்றனர். மிகப் பெருமளவில் சிங்க் பிளன்டையே உபயோகப் படுகின்றது. சிங்க் பிளன்டில் துத்தநாக சல்ஃ பைடும், மற்ற மாசுப் பொருள்களும் உள்ளன. மாசுப் பொருள்களின் அளவு மிக அதிக அளவிலிருப்பதால் தாதுவை அடர்ப்பித்தல், துத்தநாக உலோகவியலில் ஒரு முக்கிய அம்ச மாகக் கருத வேண்டும்.

துத்தநாக சல்ஃபைடை அடர்ப்பித்தல்

பொதுவாக சல்ஃபைட் தாதுக்களை அடர்வாக்க 'நுரைமிதப்புமுறை' பின்பற்றப்படுகிறது. இம்முறையில்,

உலோக சல்ஃபைடுகள், நீரால் நனைக்கப்படாமல் சில வகை எண்ணெய்களால் நனைக்கப்படுகின்றன. எண்ணெய் நீர்க் கலவையை நன்கு கலக்குவதன் மூலம் மிகுந்த நுரை உண்டாகின்றது. நுரைகளிலுள்ள எண்ணெய்கள் சல்ஃபைடு தாதுப் பொருள்கள் ஒட்டிக் கொண்டு, நீரின் மேல் மட்டத்திற்கு நுரையுடன் வந்து சேருகின்றன. இந்நுரையையும், தாதுக்களையும் மற்றொரு தொட்டிக்கு மாற்றி மீண்டும் தூய்மைப் படுத்த முடியும்.

சல்ஃபைடு தாதுக்களை நன்றாகத் தூளாக்கி பொடி செய்து கொள்ளுகின்றனர். தாதுத் தூளை நீருள்ள ஒரு பெரிய தொட்டியில் போட்டு, யூகலிப்டஸ், பைன் எண்ணெய் முதலியவைகளை கலக்கின்றனர். இந்த எண்ணெய்கள் நிரந்தரமான நுரையை உண்டாக்க உதவுகின்றன. சிறிதளவு பீனால், அமைல், ஆல்கஹால் போன்ற பொருள்களையும், தொட்டியில் ஊற்றுகின்றனர். இவ்வகைப் பொருட்கள் தாதுப் பொடிகளுக்கு அதிக அளவு நீரை வெறுக்கும் தன்மையைக் கொடுக்குன்றது.

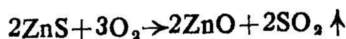
தொட்டியிலுள்ள நீர்க் கலவையின் அடியில் அதிக அழுத்தத்திலுள்ள காற்றை குமிழச் செய்து மிகுந்த நுரையை உண்டாக்குகின்றனர். தாதுத் தூள்களிலுள்ள கல், மணல் போன்ற மாசுப் பொருள்கள், நீரால் நனைக்கப்பட்டு தொட்டியின் அடியில் படிகின்றன. தாதுத் தூள்களிலுள்ள உலோகப் பொருளான துத்தநாக சல்ஃபைடு நீரால் நனைக்கப்படுவதில்லை. அவைகள் நுரையினால் ஈர்க்கப்பட்டு தொட்டியின் மேல்மட்டத்திற்கு வருகின்றன. துத்தநாக சல்ஃபைடு நீரை விட அதிக அடர்த்தியாக இருப்பினும், நுரையின் புறப்பரப்பு இழு விசையினால் நுரையுடன் கூடி மேல் மட்டத்திற்கு வருவது குறிப்பிடத்தக்கதாகும்.

நுரையும் அதனுடன் ஒட்டியுள்ள துத்தநாகச் சல்ஃபைடையும் மற்றொரு தொட்டிக்கு மாற்றி, நீரினால் கழுவி அடர்ப்பிக்கப்பட்ட துத்தநாக சல்ஃபைடு தாதுவை பெறுகின்றனர்.

ஆக்சைடாக மாற்றுதல்

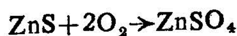
மிதப்பு முறையில் அடர்விக்கப்பட்ட துத்தநாக சல்ஃபைடு தாதுக்களை நன்கு உலர வைத்து உயர்ந்த வெப்ப நிலையில் **'சுழலும் தட்டுள்ள உலையில்'** (Rotary Shelf Furnace) வறுக்கின்றனர்.

சுழலும் தட்டு உலையில் மேலிருந்து துத்தநாக சல்ஃபைடு தாதுக்கள் கீழ் நோக்கி வருகின்றன. பல அடுக்குகளில் தட்டு கள் அமைக்கப் பட்டுள்ளன. தட்டுகளின் மேல் தொட்டுக் கொண்டிருக்கும், கலக்கிகள் சுழன்று கொண்டிருக்கின்றன. இதனல் துத்தநாக சல்ஃபைடு நன்கு புரட்டப்பட்டு, மேல் தட்டிலிருந்து அடுத்திருக்கும் கீழ்த்தட்டுக்குத் தள்ளப்படு கின்றது. அதே சமயத்தில் அதிக வெப்ப நிலையிலுள்ள காற்று மேல் நோக்கிச் செல்கின்றது. காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனுடன் துத்தநாக சல்ஃபைடு வினைபுரிந்து துத்தநாக ஆக்சைடாக மாறுகின்றது.



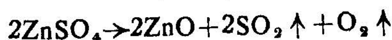
$$2ZnS+3O_2 \rightarrow 2ZnO+2SO_2\uparrow$$

துத்தநாக சல்ஃபைடு ஆக்சிஜனுடன் மற்றொரு முறையில் வினையுறக் கூடும்.



$$ZnS+2O_2 \rightarrow ZnSO_4$$

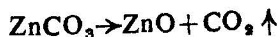
ஆக்சிஜனேற்ற வினையை உயர்ந்த வெப்பநிலையிலும், அதிக அளவு ஆக்சிஜனை கொண்டும் நிகழ்த்தினல், துத்தநாக சல்ஃபைடு, துத்தநாக சல்ஃபேட்டாக மாறுவதில்லை. அவ்வாறு மாறினலும், உயர்ந்த வெப்ப நிலையில் துத்தநாக சல்ஃபேட் கீழ்க் கண்ட வினையின்படி சிதைவுறுகின்றது.



$$2ZnSO_4 \rightarrow 2ZnO+2SO_2\uparrow+O_2\uparrow$$

கார்பனேட்டை ஆக்சைடாக ஆக்குதல்

துத்தநாக சல்ஃபைடு தாதுக்களுக்குப் பதிலாக கேலமைன் என்ற துத்தநாக கார்பனேட் தாதுக்களும் துத்தநாகத்தை பெறு வதற்கு பயன்படுத்தப் படுகின்றன. துத்தநாக கார்பனேட் தாதுக்கள் பொதுவாக அதிக அடர்வில் கிடைக்கின்றன. எனவே, அதை மேலும் அடர்ப்பிக்க வேண்டியது அவசிய மில்லை. சாதாரண உலைகளில் கார்பனேட் தாதுக்களை வறுத்தால் துத்தநாக ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது.



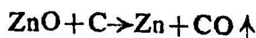
$$ZnCO_3 \rightarrow ZnO+CO_2\uparrow$$

சில தொழிற்சாலைகளில் சிங்கைட் என்றழைக்கப்படும் துத்தநாக ஆக்சைடு தாதுக்களையும் உபயோகப் படுத்துகின்ற னர்.

துத்தநாகத்தைப் பெறுதல்

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள ஏதாவது ஒரு வகையில் கிடைத்த துத்தநாக ஆக்சைடுடன், தூளாக்கப்பட்ட சுட்ட கரியைக்

கலந்து தகுந்த உலைகளில் எரியும் வாயுக்களால் சூடாக்குகின்றனர். துத்தநாக ஆக்சைடு உலோக நிலைக்கு ஒடுக்கப்படுகின்றது.



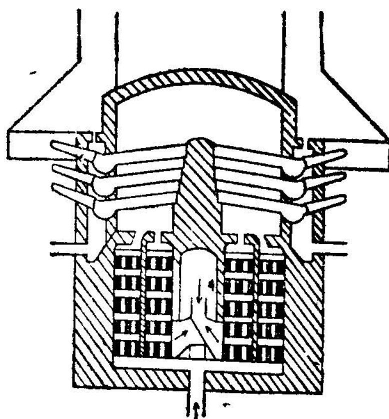
$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO \uparrow$$

பெல்ஜியன் முறை

இம் முறையில் துத்தநாக ஆக்சைடு, சுட்டகரி, கலவையை சிறிய வாலைகளில எடுத்துக் கொள்கின்றனர். ஒவ்வொரு வாலையும் சுமார் இரண்டு கன அடி கொள்ளளவு உள்ளதாயிருக்கும். வாலையின் வாயில் மண்ணால் செய்யப்பட்ட நீண்ட ஒரு கொள்கலம் இணைக்கப்பட்டிருக்கும். கொள்கலத்தின் மறுமுனையுடன் கூம்பு வடிவத்தில் அமைக்கப்பட்டுள்ள ஓர் இரும்புத் தகட்டுக் குழாய் பொருத்தப் பட்டிருக்கும். கொள்கலமும் அத்துடன் இணைக்கப்பட்டுள்ள கூம்பும் உலைக்கு வெளியிலிருப்பதால் அவைகள் வெளிக்காற்றால் குளிர்ச்சி யடைகின்றன.

இம்மாதிரி அமைப்புள்ள சுமார் 10—15 வாலைகள் ஒரு மட்டத்தில் உலையைச் சுற்றிலும் வைக்கப்படுகின்றன. இந்த சுற்றுக்கு, மேல் சுற்றாக பல சுற்றுகளில் சுமார் 60—75 வாலைகள் படத்தில் காட்டியவாறு அடுக்கப்படுகின்றன. எல்லா வாலைகளும் ஒரேசமயத்தில் எரியும் வாயுக்களால் சூடாக்கப்படுகின்றன.

விளை பொருள்களான துத்தநாகமும், கார்பன் மானோக்சைடும் வாயுவாக வாலையிலிருந்து வெளி வருகின்றன. இவை



படம் 41

கள் கொள்கலத்தை அடைந்தவுடன், துத்தநாகம் நீர்மமாக மாறி கொள்கலத்தில் தங்கிவிடுகின்றது. கார்பன் மானோக்

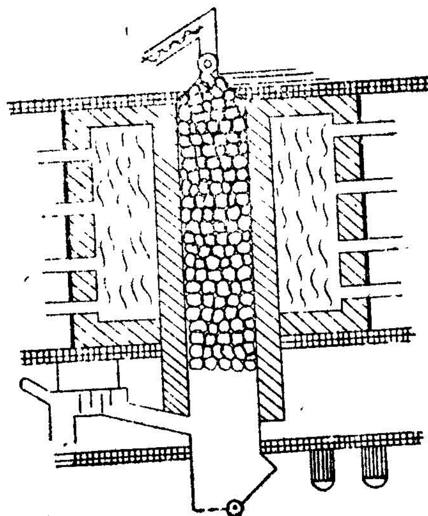
சைடும் சிறிதளவு துத்தநாக ஆவியும் இரும்புக் கூம்பின் வழி யாக வருகின்றன.

இவ்விடத்தில் மீதமுள்ள துத்தநாக ஆவி குளிர்ந்து கூம்பின் உட்பக்கத்தில் படிகின்றன. கார்பன் மானோக்ஸைடு வாயு மட்டும் கூம்பின் குறுகிய வாய்பக்கமாக வெளியேறு கின்றது. கொள் கலங்களில் சேகரமான துத்தநாகத்தையும், இரும்புக் கூம்பின் உட்பக்கத்தில் படிந்துள்ள துத்தநாகத் துகள்களையும் வினை முடிவுற்றபின் எடுக்கின்றனர்.

பெல்ஜியன் முறையில் தொடர்ச்சியாக உலையை உப யோகப்படுத்தி துத்தநாகத்தைப் பெற முடிவதில்லை. தற்காலத் தில் செங்குத்தான வாலையொன்றை அமைத்து, அதிலிருந்து தொடர்ச்சியாக துத்தநாகத்தைப் பெறுகின்றனர். இம்முறைக்கு ஜர்சி முறை என்றும் பெயருண்டு.

ஜர்சி முறை (செங்குத்தான வாலை முறை)

இதில் உபயோகப்படும் வாலைகள் சுமார் 6′ குறுக்களவும் 25′ உயரமும் உள்ளன. வாலையின் உட்பக்கச் சுவர் சிலிகான் கார்பைடு கற்களால் அமைக்கப்பட்டிருக்கும். இதனால் வாலையை சுமார் 1300°C வெப்ப நிலைக்கும், அதே வெப்ப நிலை யில் அதிக நாட்கள் வைத்திருக்கவும் முடிகின்றது. இதைப் போன்று 5—8 வாலைகள் பக்க வாட்டில் அடுக்கப்பட்டிருக் கின்றன.



படம் 42

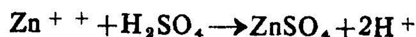
துத்தநாக ஆக்சைடையும், சுட்ட கரியையும் கலந்து அதிக அழுத்தத்தில் கட்டிகளாக மாற்றுகின்றனர். இக் கட்டிகளை வாலையின் உட்புறத்தில் அடைத்து பின்பு வினைநிகழும் பொழுது சிறிது சிறிதாக வாலையின் மேல் வாயிலிருந்து, வாலையினுள் செலுத்துகின்றனர்.

வினைப் பொருள்களாக துத்தநாக ஆவியும், கார்பன் மானோக்சைடும் வாலையின் மேற்புறத்தில் அமைந்துள்ள மற்றொரு வாயின் வழியே வெளிச் செல்லுகின்றன. அடுத்துள்ள தடுப்புக்கள் நிறைந்த குளிர்ந்த அறையில் துத்தநாக ஆவி குளிர்ச்சி அடைந்து துத்தநாகம் நீர்மமாகச் சேகரமாகின்றது. கார்பன் மானோக்சைடு வாயு புகைப் போக்கியின் வழியே வெளிச் செல்லுகின்றது. புகைப் போக்கியில் அமைக்கப்பட்டுள்ள காலி செய்யும் காற்றுடியினால் (Exaust fan) துத்தநாக ஆவியும், கார்பன் மானோக்சைடும், வாலையினின்று தொடர்ச்சியாக வெளியில் இழுக்கப் படுகின்றன. வாலையின் அடியில் கிடைக்கும் செந்நிறப் பொருளை அடிக்கடி நீக்குகின்றன.

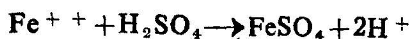
மின் பகுப்பு முறை

உலகில் உற்பத்தி செய்யப்படும் துத்தநாகத்தில் பாதியளவு மின் பகுப்பு முறையால் பெறப்படுகிறது. இம்முறையை பயன்படுத்த முடியாத நிலையில் துத்தநாகத் தாதுக்கள் இருந்தால் மட்டும்தான் மற்ற முறைகள் பின்பற்றப்படுகின்றன. துத்தநாகத் தாதுக்களின் அதிக அளவில் மணல் அல்லது சிலிகேட்டுகள் கலந்திருப்பின் மின்பகுப்பு முறையை பயன்படுத்த முடிவதில்லை.

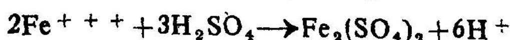
மின் பகுப்பு முறையின் முதல் படியாக துத்தநாகத் தாதுக்களைப் பொடி செய்து, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினை புரியச் செய்கின்றனர். உலோகப் பொருள்கள் அமிலத்தில் கரைந்து சல்ஃபேட்டுகளாக மாறுகின்றன.



$$Zn^{++} + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + 2H^+$$



$$Fe^{++} + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + 2H^+$$



$$2Fe^{+++} + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_2 + 6H^+$$

கரைசலை வடிகட்டி உலோகச் சேர்மங்களின் கரைசல்களைப் பெறுகின்றனர். துத்தநாகத் தாதுக்களுடன் அதிக அளவில் சிலிகேட்டுகள் கலந்திருப்பின், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக்

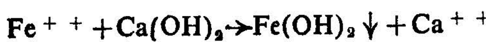
அமிலத்துடன் கிடைக்கும் கரைசலை எளிதில் வடிகட்டிப் பிரிக்க முடிவதில்லை.

உலோகச் சேர்மங்களின் அமிலக் கரைசலை ஒரு மின் கலத்தில் எடுத்துக் கொண்டு தூய மெல்லிய அலுமினியத் தகட்டை எதிர்மின் வாயாக அமைத்து அதிக அடர்வில் (High current density) மின்னோட்டத்தைச் செலுத்துகின்றனர்.

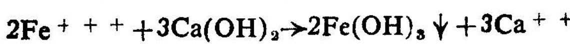
துத்தநாகத்தின் நேர்மின் தன்மை ஹைட்ரஜனை விட அதிகமாக இருப்பினும், அமிலக் கரைசலில் துத்தநாகமே எதிர்மின் வாயில் படிகின்றது. இதற்கு ஹைட்ரஜனின் மிகை மின் அழுத்தம் (Over voltage) காரணமாக உள்ளது. துத்தநாகத்தை விட நேர்மின் தன்மை (Electropositive) குறைவாக உள்ள உலோகங்களிருப்பின், அவைகள் எதிர்மின் வாயில் விடுபடுகின்றன. மேலும் இவ்வகை உலோகங்களின் முன்னிலையில் ஹைட்ரஜனின் மிகை மின் அழுத்தமும் குறையுமாகையால் ஹைட்ரஜனும் எதிர்மின் வாயில் விடுபடும். இம்மாதிரி நிகழ்ச்சிகள் நடக்கக் கூடிய சூழ்நிலையில் துத்தநாகத்தை மின்பகுப்பு முறையால் பிரிக்க முடியாது.

நேர்மின் தன்மை குறைவாக உள்ள உலோகங்களின் அயனிகள் துத்தநாகத் தாதுக்களின் அமிலக் கரைசலில் இருப்பின், துத்தநாகத் துகள்களை, கரைசலுடன் கலக்குகின்றனர். துத்தநாகத்தை விட குறைந்த நேர்மின் தன்மையுள்ள உலோகங்கள் வீழ்படிவாகவும், துத்தநாகம் அயனிகளாகவும் மாறுகின்றன. வீழ்படிவை வடிகட்டி பிரிப்பதன் மூலம் இவ்வகை உலோகங்களை அப்புறப்படுத்திய பின் துத்தநாகத்தை மின் பகுப்பு முறையில் பெற வேண்டும்.

துத்தநாகத் தாதுக்களின் அமிலக் கரைசலில் இரும்பு அல்லது மக்னீசிய உலோகங்கள் பெருமளவில் மாசுக்களாக இருப்பின் அவற்றை எளிதில் வேறு முறையில் நீக்குகின்றனர். கரைசலுடன் சுண்ணாம்பு நீரை ஊற்றி நன்கு கலக்கினால், உலோக ஹைட்ராக்சைடுகள் உண்டாகின்றன.



$$Fe^{++} + Ca(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \downarrow + Ca^{++}$$



$$2Fe^{+++} + 3Ca(OH)_2 \rightarrow 2Fe(OH)_3 \downarrow + 3Ca^{++}$$



$$Mn + Ca(OH)_2 \rightarrow Mn(OH)_2 \downarrow + Ca^{++}$$

ஹைட்ராக்சைடு வீழ்படிவுகள் உள்ள கலவையில் காற்றை குமிழிகளாக வெளிவரச் செய்தால் $Fe(OH)_3$, MnO_2

$(OH)_2$, ஆகியவை உண்டாகி எளிதில் வீழ்படிவாக படிகின்றன. வீழ்படிவை வடிகட்டி, மீதம் கிடைக்கும் வடிநீருடன் துத்தநாகத் துகள்களை கலந்து மீண்டும் வடிகட்டி, வடிநீரிலிருந்து மின்பகுப்பு மூலம் துத்தநாகத்தைப் பெறுகின்றனர்.

மின் பகுப்பு முறையைப் பயன்படுத்துவதால் தூய (99·999 சதவீதம்) துத்தநாகத்தைப் பெற முடிகின்றது. இம் முறையைப் பயன்படுத்துவதால் கிடைக்கும், துத்தநாகத்தின் விளைச்சல் மற்ற முறைகளைவிட அதிகமாக உள்ளது. மற்ற முறைகளில் பயன்படுத்த முடியாத அளவு குறைந்த அளவு துத்தநாக உலோகத்தை பெற்றுள்ள தாதுக்களிலிருந்தும் மின் பகுப்பு முறையில் துத்தநாகத்தைப் பெறலாம். மின்பகுப்பு முறையில் துத்தநாக தாதுக்களிலுள்ள மற்ற உலோக மாசுக்களை, முதல் படியாக தனியே பிரித்து எடுக்கின்றோம். இவ்வகை மாசுப் பொருள்களை மூலப் பொருளாகக் கொண்டு, அதிலுள்ள உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கவும் முடியும்.

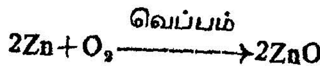
பண்புகள்

இது நீலம் கலந்த வெண்மைநிற உலோகம். சாதாரண வெப்ப நிலையில் இது கடினமான நொருங்கக் கூடிய (Brittle) உலோகம். ஆனால் 100°C—150°C வெப்பநிலையில் தகடுகளாக அடிக்கவும், கம்பிகளாக நீட்டவும் முடியும். மேலும் வெப்பப் படுத்தினால் சுமார் 200°C வெப்ப நிலையில் மீண்டும் நொருங்கக் கூடிய தன்மையைப் பெறுகின்றது.

இதன் உருகு நிலை 419°C. கொதிநிலை 907°C. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 7·1 வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்தக் கூடியது. பல்வேறு உலோகங்களுடன் கலந்து உலோகக் கலவையைக் கொடுக்கக்கூடியது.

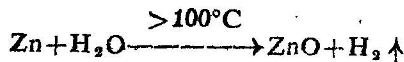
உலர்ந்த காற்றுடன் துத்தநாகம் வினையுறுவதில்லை. ஆனால் ஈரத்தின் முன்னிலை காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனுடன் வினையுற்று பளபளப்பை இழக்கின்றது.

காற்றுடன் வெப்பப்படுத்தினால் நீலச்சுடருடன் துத்தநாகம் எரிந்து சாம்பல் நிற ஆக்சைடைக் கொடுக்கின்றது.



$$2Zn + O_2 \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} 2ZnO$$

குளிர்ந்த நீருடன் வினையுறுவதில்லை. ஆனால் நீராவியுடன் வினையுற்று ஆக்சைடாக மாறுகின்றது.



$$Zn + H_2O \xrightarrow{>100°C} ZnO + H_2\uparrow$$

ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் (நீர்த்த அல்லது அடர்) எளிதில் வினையுற்று ஹைட்ரஜனைத் தருகின்றது.



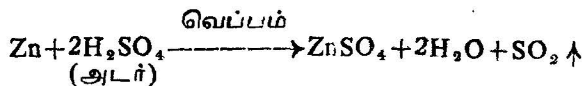
$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.



$$Zn + \underset{(நீர்த்த)}{H_2SO_4} \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

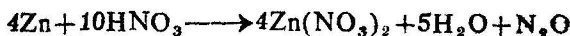
அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வெப்பப்படுத்தினால், சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு வெளியேறுகின்றது.



$$Zn + \underset{(அடர்)}{2H_2SO_4} \xrightarrow{வெப்பம்} ZnSO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow$$

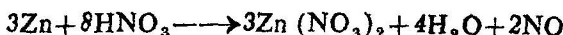
இது நைட்ரிக் அமிலத்துடன் பல்வேறு வகைகளில் வினையுறுகிறது. இவ்வினைகளில் வினையும் வினை பொருள்கள் அமிலத்தில் செறிவைப் பொருத்துள்ளன.

மிக நீர்த்த அமிலம்



$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

நீர்த்த அமிலம்



$$3Zn + 8HNO_3 \longrightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

அடர் அமிலம்



$$Zn + 4HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2\uparrow$$

இது ஒரு நேர்மின் உலோகமாக இருப்பினும், காரக் கரைசல்களுடன் வினையுற்று ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது. இக்காரணத்தால் ஓரளவு ஈரியல்புள்ள (Amphoteric) தனிமமாக செயல்படுகின்றது.



$$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$

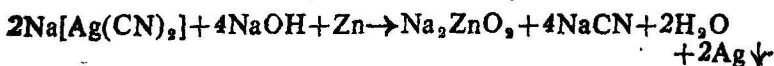


$$Zn + 2KOH \longrightarrow K_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$

தாமிரம், வெள்ளி, தங்கம் போன்ற உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து பதிலீடு செய்கின்றது.



$$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu\downarrow$$



$$2Na[Ag(CN)_2] + 4NaOH + Zn \longrightarrow Na_2ZnO_2 + 4NaCN + 2H_2O + 2Ag\downarrow$$



$$2Na[Au(CN)_2] + Zn \longrightarrow Na_2[Zn(CN)_4] + 2Au$$

துத்தநாகத்தின் சில முக்கிய உலோகக் கலவைகள்

எண்.	பெயர்	அமைப்பு (சதவீதம்)	பயன்கள்
1.	பித்தளை (Brass)	Cu—80°/。 Zn—20°/。	பாத்திரங்கள் - நீராவிக் குழாய்கள், ஆற்று கலங்கள் (Condensers).
2.	ஜெர்மன் வெள்ளி (German Silver)	Cu—60°/。 Zn—25°/。 Ni—15°/。	கத்திகள் - கரண்டிகள்- தட்டுகள் - அலங்காரப் பொருள்கள்.
3.	டெல்டா உலோகம் (Delta Metal)	Cu—55°/。 Zn—41°/。 F— 4°/。	முன்னியக்கிகள் (Profellers) தாங்கிகள் (Bearings)
4.	வார்ப்பட உலோகம் (Die casting Metal)	Zn—96°/。 Ae—3·8°/。 Mg—0·2°/。	பெரிய வார்ப்புக் கலங்கள்.

பயன்கள்

இரும்பு துருப் பிடிக்காமலிருக்க துத்தநாகத்தை அதன் மேல் பூசுகிறார்கள். துத்தநாகத்திற்கு இரும்பைவிட அதிக நேர் மின் தன்மையிருப்பதால், இரும்பு, துத்தநாகம் ஆகிய உலோகங்களை மின் முனைகளாகக் கொண்ட மின் கலத்தில், துத்தநாகம் நேர்மின் முனையாக அமைகின்றது. இக்காரணத்தால் துத்தநாகப் பூச்சு சிறிது பழுதடைந்தாலும், இரும்பு துருப்பிடிப்பதில்லை.

துத்தநாகம் பூசிய தகடுகளை, கூரைகள் போடவும், தொட்டிகள் வாளிகள் செய்யவும் உபயோகப்படுத்துகின்றனர். துத்தநாகப் பூச்சு பூசப்பட்ட கம்பிகளை வேலிகளுக்கு பயன்படுத்துகின்றனர்.

துத்தநாகத் தண்டுகளை மின் கலங்களில் மின் முனைகளாக பயன்படுத்துகின்றனர். துத்தநாகத் துகள்கள், வெள்ளி, தங்கம் போன்ற உலோகங்களை அடைய பயன்படுத்தப்படுகின்றது.

துத்தநாகத்தை பல உலோகங்களுடன் கலந்து வார்ப்பட உலோகக் கலவைகள் பெறுகின்றனர். அந்த வார்ப்புக் கலவை

(Die casting alloys) 96 சதவீதம் துத்தநாகமும், 3·8 சதவீதம் அலுமினியமும், 0·2 சதவீதம் மற்ற உலோகங்களும் கலந்துள்ள கலவையாகும்.

இந்த உலோகக் கலவை நீர்ம நிலையிலிருந்து திட நிலையை அடையும் பொழுது சுருக்கம் அடைவதில்லை. மேலும் குறைந்த உருகு நிலையும், இலேசாகவும், அதிக பலமும் உள்ளதாயிருக்கின்றது.

பித்தளை என்று அழைக்கப்படும் உலோகக் கலவையில் 20-30 சதவீதம் துத்தநாகம் (Cu 70-80%; Zn 20-30%) உள்ளது. இக் கலவைப் பாத்திரங்கள் செய்யப் பயன்படுகிறது.

ஜெர்மன் சில்வர் என்ற உலோகக் கலவையில் துத்தநாகம் 20-30 சதவீதம் (Cu 50-60%; Zn 20-30%; Ni 20%) இருக்கிறது. இந்த உலோகக் கலவை வெள்ளியைப் போல் பளபளப்பாகவும், எளிதில் அரிமானம் அடையாமலும் உள்ளது. எனவே, இக்கலவையைக் கொண்டு அலங்காரப் பொருள்கள் செய்யப்படுகின்றன.

துத்தநாக ஆக்சைடு, வர்ணங்கள் தயாரிப்பதில் வெள்ளை நிறப் பொருளாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

துத்தநாக சல்ஃபைடு, ரடார், எக்ஸ்ரே, கதிரியக்கம்போன்ற கருவிகளில் திரைகள் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது.

லித்தாபோன் என்ற நிறப் பொருள் செய்வதிலும் துத்தநாக சல்ஃபைடை பயன்படுத்துகின்றனர்.

துத்தநாக கார்பனேட், துத்தநாக ஆக்சைடு போன்ற சேர்மங்கள் மருத்துவத்துறையில் ஒருவகைத் தோல் வியாதிகளைக் குணப்படுத்தும் களிம்புகள் செய்ய உபயோகமாகின்றது.

துத்தநாக சல்ஃபேட், கண்களை கழுவும் மருந்துகளைச் செய்யவும், சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றி எனவும் (Mordant) பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. துத்தநாகத்தின் முக்கிய தாதுக்கள் யாவை ?
2. துத்தநாக தாதுக்கள் எவ்வாறு அடர்விக்கப்படுகின்றன? துத்தநாகத்தை அதன் தாதுக்களிலிருந்து

பிரிக்கும் பெல்ஜியன் அல்லது ஜர்சி முறையை விவரிக்க.

3. மின் பகுப்பு முறையால் துத்தநாகம் எவ்வாறு அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றது? இம் முறையில் அடங்கியுள்ள மின்வேதி தத்துவங்களை விவரிக்க. இம் முறை மற்ற முறைகளை விட எவ்வகையில் சிறந்தது ?

4. துத்தநாகம் ஈரியல்புடைய தனிமம் என ஏன் கூறப்படுகின்றது?

5. துத்தநாகம் அமிலங்களுடன் வினைபுரியும் வினைகளை விவரிக்க.

6. துத்தநாகத்தின் பௌதிகப் பண்புகளை குறிப்பிடுக.

7. துத்தநாகத்தைப் பெற்றுள்ள சில உலோகக் கலவைகளின் பெயர்களையும், அவற்றின் அமைப்புகளையும், பண்புகளையும், பயன்களையும் விளக்குக.

8. சிறு குறிப்பு வரைக.
   (அ) நுரை மிதப்பு முறை
   (ஆ) அச்சு வார்ப்புக் கலவை.
   (இ) ஜெர்மன் சில்வர்
   (ஈ) நிறம் ஊன்றி

16. நிக்கல்
(Nickel)

தோற்றம்

நிக்கல் தனிம நிலையில் பூமியில் காணப்படுவதில்லை. இது முக்கியமாக சல்ஃபைடு தாதுக்களாக காணப்படுகின்றது. இந்த உலோகத்தின் தாதுக்களில் மற்ற உலோகங்களும் கலந்துள்ளன. சில முக்கியமான நிக்கல் கனிமங்களாவன.

பென்ட்லென்டைட் [Fe.Cu.Ni]S
சால்கோபைரட் [Cu.Fe]S_2
நிக்கல் கிளான்ஸ் [Ni.As]S_3
லினசைட் $[Fe.Co.Ni]_3S_4$

அடர்ப்பித்தல்

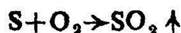
நிக்கல் உலோகம் பொதுவாக பென்ட்லென்டைட் தாதுவிலிருந்து பிரித்து எடுக்கப்படுகின்றது. இத்தாதுப் பொருளில் இரும்பு சல்ஃபைடு போன்ற உலோக சல்ஃபைடு பொருள்களும் கல், மணல் முதலியவைகளும் கலந்துள்ளன.

தாதுப் பொருளை நன்கு பொடி செய்து தண்ணீர், பைன் எண்ணை, அமைல் ஆல்கஹால் ஆகியவைகளுடன் ஒரு பெரிய தொட்டியில் கலந்து, அதிக அழுத்தத்திலுள்ள காற்றை அத் தொட்டியினுள் செலுத்துகின்றனர். அவ்வாறு செய்வதால் உண்டாகும் நுரையுடன், தாதுவின் உலோக சல்ஃபைடுகள் மிதக்கின்றன.

இம்மண் போன்ற மாசுப் பொருட்கள் தொட்டியின் கீழ் படிகின்றது. நுரையுடனுள்ள உலோக பாகத்தை நீக்கி ஓர் உலையில் உயர்த்துவதன் மூலம், அடர்வு மிக்க தாது கிடைக்கின்றது.

உலோகத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்

அடர்விக்கப்பட்ட தாதுவை ஓர் உலையில், அதிக காற்றின் முன்னிலையில் வறுக்கின்றனர். தாதுவிலுள்ள மாசுக்களான ஆர்சனிக்கும் அதிகப்படியான சல்ஃபைடும் ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன.



$$S+O_2 \rightarrow SO_2\uparrow$$



$$4As+3O_2 \rightarrow 2As_2O_3\uparrow$$

தாதுவிலுள்ள கரிமப் பொருள்களும் நீரும் நீக்கப்படுகின்றன. தாதுவிலுள்ள இரும்பு சல்ஃபைடு ஓரளவுக்கு ஆக்சைடாக மாறுகின்றது.



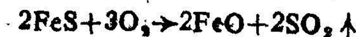
$$2FeS_2+5O_2 \rightarrow 2FeO+4SO_2\uparrow$$



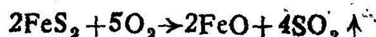
$$2FeS+3O_2 \rightarrow 2FeO+2SO_2\uparrow$$

நிக்கல் சல்ஃபைடும், காப்பர் சல்ஃபைடும் மாறுதல்கள் அடைவதில்லை.

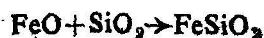
வறுக்கப்பட்ட தாதுப்பொருள்களுடன், சுட்ட கரித்தூள், சுண்ணாம்புக்கல் தூள், சிலிகா இவற்றைக் கலந்து, கலவையை ஒரு சிறிய ஊது உலையில் உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting) நிகழ்ச்சிக்கு உட்படுத்துகின்றனர். சுண்ணாம்புக்கல் சிலிகா (இளக்கிகள்) போன்றவைகள், உலையில் உண்டாகக் கூடிய உலோகக் கசடை எளிதில் உருகும் நிலைக்குக் கொண்டு வருகின்றன. தகுந்த அளவில் காற்றை ஊது உலையில் செலுத்துவதன் மூலம் இரும்பு சல்ஃபைடு முழுவதையும், இரும்பு ஆக்சைடாக மாறும்படிச் செய்கின்றனர். இவ்வினையில் உண்டான இரும்பு ஆக்சைடு, சிலிகாவுடன் சேர்ந்து, ஃபெர்ரஸ் சிலிகேட்டாக மாறுகின்றது.



$$2FeS+3O_2 \rightarrow 2FeO+2SO_2\uparrow$$



$$2FeS_2+5O_2 \rightarrow 2FeO+4SO_2\uparrow$$



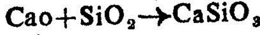
$$FeO+SiO_2 \rightarrow FeSiO_3$$

அதே சமயத்தில் கால்சியம் கார்பனேட், கால்சியம் ஆக்சைடாக மாறுகின்றது. கால்சியம் ஆக்சைடு சிலிகாவுடன்

கூடி கால்சியம் சிலிகேட் என்ற பொருளை நீர்ம நிலையில் உண்டாக்குகின்றது.



$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$



$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

இதில் கால்சியம் சிலிகேட்டும் ஃபெரஸ் சிலிகேட்டும் ஒன்று கூடி உலோகக் கசடுப் பொருளாக மாறுகின்றன. ஊது உலையின் வெப்ப நிலையில் நிக்கல் சல்ஃபைடும் காப்பர் சல்ஃபைடும் உருகி, ஒரு நீர்மக் கலவையாக விளங்கு கின்றது.

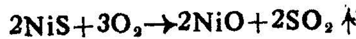
ஊது உலையிலிருந்து வெளியில் எடுக்கும்பொழுது உலோகக் கசடை முதலில் வெளியேறச் செய்து, பின்பு காப்பர் நிக்கல், சல்ஃபைடு கலவையை வெளியேற்றுகின்றனர். இக் கலவையில் சிறிதளவு இரும்பு, சல்ஃபைடு கலந்திருக்கும். இதற்கு மட்டி (Matte) என்று பெயர்.

நீர்ம நிலையிலுள்ள மட்டியை, காரப் பூச்சு உள்ள ஒரு பெசமர் உலைக்கு மாற்றுகின்றனர். மட்டியுடன் மேலும் சிறிது சிலிகாவைக் கலந்து உலையில் காற்றைச் செலுத்துகின்றனர். இந்த உலையில் இரும்பு சல்ஃபைடு, ஆக்சைடாக மாற்றப்படு கின்றது. இந்த இரும்பு ஆக்சைடு, சிலிகாவுடன் வினைபுரிந்து ஃபெர்ரஸ் சிலிகேட் உலோகக் கசடை உண்டாக்குகின்றது.

பின்னர் பெசமர் உலையிலிருந்து வெளியேற்றப்படும் கலவையிலிருந்து மட்டியை மட்டும் பிரித்தெடுக்கின்றனர். இம் மட்டி நிக்கல் சல்ஃபைடும், காப்பர் சல்ஃபைடும் கலந்த கலவையாக இருக்கும். மட்டியிலிருந்து நிக்கலை பலமுறைகளில் பிரித்தெடுக்கின்றனர்.

மான்டு முறை (Mand's Process)

இம்முறையில் மட்டியினுள்ள நிக்கல், காப்பர் இரட்டை சல்ஃபைடை ஓர் உலையில் காற்றின் முன்னிலையில் வறுக்கின்றனர். இதில் சல்ஃபைடுகள் ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றன.



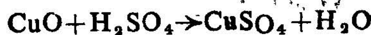
$$2NiS + 3O_2 \rightarrow 2NiO + 2SO_2 \uparrow$$



$$2CuS + 3O_2 \rightarrow 2CuO + 2SO_2 \uparrow$$

இப்படிக் கிடைக்கும் நிக்கல் ஆக்சைடு, காப்பர் ஆக்சைடு கலவையுடன் சூடான நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைக் கலக்

கின்றனர். காப்பர் ஆக்சைடு அமிலத்தில் கரைந்து காப்பர் சல்ஃபேட்டாக மாறுகின்றது. நிக்கல் ஆக்சைடு கரையாமலிருக்கின்றது.



$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

கரையாமல் தங்கியுள்ள நிக்கல் ஆக்சைடை பிரித்து, கழுவி, உலர்த்துகின்றனர். காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலை அடர்வு படுத்தி காப்பர் சல்ஃபேட் படிகங்களை, ஓர் உடன் விளைவு பொருளாகவும் பெறுகின்றனர்.

இவ்விதம் உலர்த்திய நிக்கல் ஆக்சைடு துகள்களுடன் மிகச் சிறிய அளவில் காப்பர் ஆக்சைடு கலந்திருக்கலாம். ஆக்சைடு துகள்களை ஓர் ஒடுக்கும் கோபுரத்தின் வழியே, மேல் அடுக்குகளிலுள்ள தட்டுக்களிலிருந்து படிப்படியாக அமைக்கப்பட்டுள்ள கீழ் அடுக்குகளிலுள்ள தட்டுகளுக்கு செலுத்துகின்றனர்.

கோபுரத்தின் கீழிருந்து நீர் வாயுவை ($CO+H_2$) மேல் செல்லுமாறு செலுத்துகின்றனர். ஒடுக்கும் கோபுரத்தின் மேல் பாகத்தை சுமார் 300°C வெப்ப நிலைக்கு சூடுபடுத்தியும் கீழ் பாகத்தை நீர் குழாய்களினால் குளிரவும் செய்கின்றனர். இந்த நிலையில் நிக்கல் ஆக்சைடு நீர் வாயுவினால் நிக்கலாக ஒடுக்கப்படுகிறது.



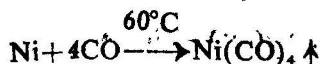
$$NiO + H_2 \rightarrow Ni + H_2O \uparrow$$



$$NiO + CO \rightarrow Ni + CO_2 \uparrow$$

கோபுரத்தின் கீழ் நிக்கல் உலோகத் துகள்கள் மற்ற மாசுப் பொருள்களுடன் வெளிவரும். இதை ஆவியாக்கும் கோபுரம் (Volatalising tower) என்று அழைக்கப்படும். கோபுர அமைப்புள்ள சாதனத்தில் அமைத்துள்ள பல தட்டுகளில் எடுத்துக் கொள்ளுகின்றனர். தட்டுகள் எல்லாவற்றிலும் பல துளைகளிருக்கின்றன.

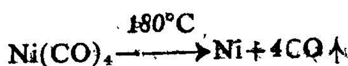
இந்த கோபுரத்தின் கீழிருந்து கார்பன் மானாக்சைடு வாயுவை சுமார் 50°C—80°C வெப்ப நிலையில் மேல்நோக்கிச் செலுத்துகின்றனர். இச் சூழ்நிலையில் நிக்கல் உலோகத் தூள்கள் மட்டும், வினைபுரிந்து நிக்கல் கார்பனைலாக மாறுகின்றது.



$$Ni + 4CO \xrightarrow{60^\circ C} Ni(CO)_4 \uparrow$$

நிக்கல் கார்பனைல் 60°C வெப்பநிலையில் எளிதில் ஆவியாக கோபுரத்தினின்று வெளியேறுகின்றது.

சிதைக்கும் கோபுரம் (Decomposing tower) என்ற சாதனத்தின் பல தட்டுகள் உள்ளன. ஒவ்வொரு தட்டிலும் பல நுண்ணிய துளைகள் உள்ளன. இத்தட்டுகளில், சிறிய நிக்கல், உலோக ரவைகளைப் பரப்பி, கோபுரத்தின் கீழ் வழியாக, ஆவியாக்கும் கோபுரத்திலிருந்து வெளிவரும் நிக்கல் கார்பனைல் வாயுக் கலவையை, மேல் நோக்கிச் செலுத்துகின்றனர். கோபுரத்தைச் சுமார் 180°C வெப்ப நிலையிலிருக்கும்படியும் செய்கின்றனர். இந்த வெப்பநிலையில் நிக்கல் கார்பனைல் சிதைந்து நிக்கல் உண்டாகிறது.



$$Ni(CO)_4 \xrightarrow{180°C} Ni + 4CO\uparrow$$

இவ்வாறு உண்டான நிக்கல், தட்டுகளிலுள்ள நிக்கல் ரவைகளின் மேல் படிகின்றன. ரவைகளின் அளவு பெரிதான வுடன் அவைகளை வெளியில் எடுக்கின்றனர். மற்றொரு விளை பொருளாக உண்டாகும் கார்பன் மானொக்சைடு, சிதைக்கும் கோபுரத்தை விட்டு வெளியேறும். இதைக் குளிரச்செய்து மீண்டும் ஆவியாக்கும் கோபுரத்தின் கீழிருந்து மேல் நோக்கி பாய்ச்ச பயன்படுத்துகின்றனர்.

ஆர்போர்டு முறை (Orford's Process)

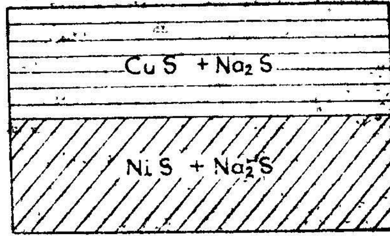
மட்டியிலுள்ள காப்பர் சல்ஃபைடு, நிக்கல் சல்ஃபைடுடன், சுட்டகரி, சோடியம் பைசல்ஃபேட் இவற்றைக் கலந்து, கலவையில் ஓர் ஊது உலையில் உருக்குகின்றனர். இதில் சோடியம் பைசல்ஃபேட், சோடியம் சல்ஃபைடாக ஒடுக்கம் அடைகின்றது.



$$2NaHSO_4 + 8C \longrightarrow Na_2S + H_2S\uparrow + 8CO\uparrow$$

இச் சோடியம் சல்ஃபைடு உருகுகின்றது. சோடியம் சல்ஃபைடு நீர்மத்தில், நிக்கல் சல்ஃபைடும், காப்பர் சல்ஃபைடும், கரைகின்றன. ஆனால் காப்பர் சல்ஃபைடு, சோடியம் சல்ஃபைடில் அதிக அளவில் கரைகின்றது. காப்பர் சல்ஃபைடு முழுமையுமாக சோடியம் சல்ஃபைடில் கரைகின்றது.

இக் கரைசலில் ஒப்பு அடர்த்தி, நிக்கல் சல்ஃபைடு நீர்மத்தின் ஒப்பு அடர்த்தியை விட குறைவாக உள்ளது. எனவே நிக்கல் சல்ஃபைடு, சிறிதளவு சோடியம் சல்ஃபைடு, கலந்துள்ள நீர்மத்தின் மேல், காப்பர் சல்ஃபைடு, சோடியம் சல்ஃபைடு நீர்மக் கரைசல் மிதக்கின்றது.

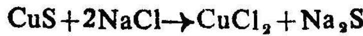


படம் 43

மேல் அடுக்காக உள்ள காப்பர் சல்ஃபைடு, சோடியம் சல்ஃபைடு கலவையை குளிரச்செய்வதால் கட்டியாக மாறுகின்றது. இதிலிருந்து காப்பரை உரிய முறையில் பிரித்தெடுக்கின்றனர். இம்முறையில் காப்பர், ஓர் உடன் விளைவுப் பொருளாக கிடைப்பதாகக் கருதலாம்.

கீழ் அடுக்கைக் குளிரச் செய்து, கிடைக்கும் கட்டியைப் பிரித்து பின்னர் பொடி செய்கின்றனர். இப்பொடியுடன் சுமார் 80°C வெப்ப நிலையில் நீரைப் பாய்ச்சி, சோடியம் சல்ஃபைடை நீக்குகின்றனர்.

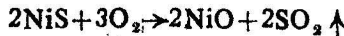
இரண்டு அடுக்குகளும் சிறிதளவு ஒன்றில் ஒன்று கரையக் கூடியதாகையால், சிறிதளவு காப்பர் சல்ஃபைடும், கீழ் அடுக்கிலிருக்கும். இச்சல்ஃபைடு கலவையுடன், 15 சதவீதம் அளவு சாதாரண உப்பைக்கலந்து, ஓர் உலையில் வறுக்கின்றனர். காப்பர் சல்ஃபைடு காப்பர் குளோரைடாக மாறுகின்றது.



$$CuS + 2NaCl \rightarrow CuCl_2 + Na_2S$$

வறுத்துக் கிடைக்கும் விளை பொருள்களை 80°C வெப்ப நிலையிலுள்ள நீரினால் கழுவுகின்றனர். காப்பர் குளோரைடும், சோடியம் சல்ஃபைடும் நீரினால் நீக்கப்படுகின்றன.

மீதமுள்ள நிக்கல் சல்ஃபைடை உயர்ந்த வெப்ப நிலையில் காற்றின் முன்னிலையில் வறுக்கின்றனர். நிக்கல் ஆக்சைடு உண்டாகின்றது.



$$2NiS + 3O_2 \rightarrow 2NiO + 2SO_2 \uparrow$$

நிக்கல் ஆக்சைடை தூள் செய்யப்பட்ட நிலக்கரியுடன் கலந்து, அதிக வெப்ப நிலையில் ஓர் உலையில் சூடாக்குகின்றனர். நிக்கல் ஆக்சைடு ஒடுக்கமடைந்து நிக்கல் கிடைக்கின்றது.



$$NiO + C \rightarrow Ni + CO \uparrow$$

தூய்மையாக்கல்

மான்டுமுறை, ஆர்ஃபோர்ட் முறை போன்ற முறைகளில் பிரித்தெடுக்கப்படும் நிக்கல் தூய்மையாக இருப்பதில்லை. நிக்கலைத் தூய்மைப்படுத்த மின் பகுப்பு முறை கையாளப்படுகின்றது. மாசுள்ள நிக்கல் உலோகக் கட்டிகளை நேர்மின் வாயாகவும், தூய்மையான நிக்கல் தகட்டை எதிர்மின் வாயாகவும் அமைக்கின்றனர். நிக்கல் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக் கரைசலை மின் பகுப்புக் கரைசலாக எடுத்துக் கொள்ளுகின்றனர்.

50°C வெப்ப நிலையில் மின் செலுத்தப்படும் பொழுது தூய்மையான நிக்கல் எதிர் மின்வாயில் படிகிறது. நேர்மின் வாயின் அடியில் 'நேர்மின் முனைச்சேறு' என்றழைக்கப்படும் சேறு போன்ற பொருள் படிகின்றது. இதில் நேர்மின்வாயாக உபயோகித்த நிக்கலிலுள்ள உலோக மாசுப் பொருள்கள் உள்ளன. இச்சேற்றிலிருந்து பிளாட்டினம், தங்கம் போன்ற உலோகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

பண்புகள்

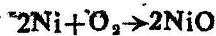
இது வெள்ளி போன்ற வெண்மையான மிக்கப் பளபளப்பான உலோகம். எளிதில் மெருகேறக்கூடியது. இது மிகவும் கடினமானது. கம்பிகளாக நீட்டலாம், தகடுகளாக அடிக்கலாம்.

இதன் உருகுநிலை 450°C. இதன் கொதிநிலை 2735°C. இதன் அடர்த்தி 8·9. வெப்பம், மின்சாரம் இவற்றைக் கடத்தக்கூடியது. சாதாரண வெப்ப நிலையில் காந்தத்தினால் ஈர்க்கப்படுகிறது.

நிக்கல் துகள்கள் வாயுக்களை உட்கவரும் (Occulusion) பண்பைப் பெற்றுள்ளது. சாதாரண வெப்ப நிலையில் 1 பருமனளவு நிக்கல் துகள்கள் 17 பருமனளவு ஹைட்ரஜனை உட்கவரும் சக்தி வாய்ந்தது.

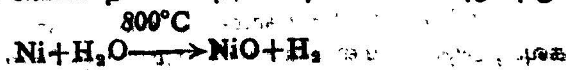
நிக்கல் சாதாரண வெப்ப நிலையில் காற்று, நீர், நீராவி இவற்றால் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

காற்றுடன் வெப்பப்படுத்தினால் ஆக்சைடாக மாறுகின்றது.



$$2Ni + O_2 \rightarrow 2NiO$$

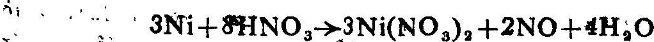
சுமார் 800°C வெப்ப நிலையில் நீராவியுடன் வினையுறுகிறது.



$$Ni + H_2O \xrightarrow{800°C} NiO + H_2$$

நிக்கல் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் இவற்றுடன் வினையுறுவதில்லை.

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுற்று கரைகின்றது.

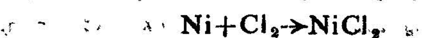


$$3Ni + 8HNO_3 \rightarrow 3Ni(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

நிக்கல், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் தொடர்பமைந்தவுடன் செயலறுநிலை (Passivity)யை அடைகிறது.

காரக் கரைசல்களுடன் வினையுறுவதில்லை.

சூடேற்றிய நிக்கல் மீது குளோரின் வாயுவைச்செலுத்தினால் நிக்கல் குளோரைடு உண்டாகிறது.



$$Ni + Cl_2 \rightarrow NiCl_2$$

நிக்கல், மறுபடும் இணைதிறனைப் (Variable Valency) பெற்றுள்ள உலோகமாகும். எளிய சேர்மங்களுடன் பலவகை அணைவுச் (Complex) சேர்மங்களையும் கொடுக்க வல்லது.

பயன்கள்

நிக்கல் ஒரு பளபளப்பான உலோகமானதால் இதை பெருமளவில் மின்முலாம் பூசப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

நிக்கல் உலோகத்துகள்கள், வனஸ்பதி தயாரிக்கும் தொழிலில், ஹைட்ரஜனேற்றத்திற்கு ஒரு சிறந்த வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுகிறது.

பல கரிமப் பொருள்களை, வாணிப முறையில் தயாரிப்பதற்கும் நிக்கல் வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுகிறது.

புடக்குகைகள், இடுக்கிகள், கரண்டிகள், அழகுப் பொருள்கள் செய்யப் பயன்படுகின்றது.

இரும்பு துருப்பிடிக்காமலிருக்கவும், பளபளப்பாக இருக்கவும், அதன் மேல் முலாம் பூச பயன்படுகிறது.

நிக்கலின் சில முக்கிய உலோகக் கலவைகள்

எண்	உலோகக் கலவையின் பெயர்	அமைப்பு (சதவீதம்)	பயன்கள்
1	நிக்கல் எஃகுகள் (Nickel steels)	Fe —95% Ni — 4% இதர உலோகங்கள் } 1%	போர்ச் சாதனங்கள், மோட்டார், சைக்கிள், இயந்திரங்கள் - பாகங்கள்.
2.	குப்ரோ நிக்கல் (Cupro nickel)	Ni —20% Fe —60% Cu —10% இதர உலோகங்கள் } 10%	புல்லட் கவசங்கள், யுத்த தளவாடங்கள்
3.	துரு ஏறு எஃகு (Stainless steel)	Ni —10—20% Fe —70—80% இதர உலோகங்கள் } 10%	பாத்திரங்கள், கலன்கள்
4.	நிக்குரோம் (Nichrome)	Ni —60% Cr —15% Fe —20% இதர உலோகங்கள் } 15%	மின் இஸ்திரிப் பெட்டிகள், மின் உலைகள்
5.	இன்வார் (Invar)	Ni —35% Fe —60% மற்ற உலோகங்கள் } 5%	ஊசல்கள், கடிகாரப் பாகங்கள்
6.	பெர்மலாய் (Permalloy)	Ni —21% Fe —78% இதர உலோகங்கள் } 1%	நீண்ட தூரப் போக்கு வரத்துச் செய்தி அனுப்பும் கம்பிகள்
7.	ஜெர்மன் வெள்ளி (German silver)	Cu —50% Ni —25% Zn —25%	ஆடம்பரப் பொருள்கள்

வினாக்கள்

1. நிக்கலின் முக்கிய தாதுக்கள் யாவை?

2. நிக்கல் தாதுக்கள் எவ்வாறு அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன?

3. ஆர்ஃபோர்டு முறையில் நிக்கலை அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் முறையை விவரிக்க. இம்முறையிலுள்ள முக்கிய வேதித் தத்துவங்களை விவரி.

4. மாண்டு முறையில் நிக்கல் அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுப்பதை விவரி.

5. நிக்கலின் பண்புகளையும் பயன்களையும் தொகுத்து எழுதுக.

6. ஏதாவது நான்கு நிக்கல் உலோகக் கலவைகளைக் குறிப்பிட்டு அவற்றின் அமைப்பையும் பயன்களையும் விவரிக்க.

7. சிறு குறிப்பு வரைக.

   (அ) செயலுறு நிலை

   (ஆ) மட்டி

   (இ) இன்வார்

   (ஈ) துரு ஏறு எஃகு

   (உ) **உலோகக் கார்பனைல்கள்**

   (ஊ) பெசிமர் உலை

   (எ) நைக்குரோம்.

மேற்கோள் நூற்பட்டியல்
(BIBLIOGRAPHY)

1. 'Modern Inorganic Chemistry' by Mellor.

2. 'Fundamental Concepts of Inorganic Chemistry' by Gilreath.

3. 'Chemistry—A Conceptional Approach' by Charles Mortimer.

4. 'A Text Book of Inorganic Chemistry' by J.R. Patington.

5. 'The Synthesis and Characterization of Inorganic Compounds' by William L. Jolly.

6. 'Inorganic Chemistry' by R. E. Morcon.

7. 'The Chemistry of Sulphur, Nitrogen and Chlorine' by A. P. Sandan.

8. 'Periodicity in Properties' by Sanderson.

கலைச்சொற்கள்

A

Abrasive	—	தேய்க்கும் பொருள்
Absolute	—	தனி
Absorption	—	உறிஞ்சல்
Abundance	—	மலினம்
Acceleration	—	முடுக்கம்
Active	—	கிளர்வு பெற்ற
Acid	—	அமிலம்
Acidity	—	அமிலத்துவம்
Adapter	—	இணங்கி
Adiabatic	—	வெப்பம் மாறுத நிலை
Adsorption	—	பரப்புக் கவர்ச்சி
Alchemy	—	இரசவாதம்
Allotrope	—	புறவேற்றுருவம்
Allotropic modification	—	புற வடிவ மாற்றம், புற வேற்றுருவ மாற்றம்
Amalgam	—	இரசக்கலவை
Amphoteric	—	ஈரியல்புள்ள
Analogy	—	ஒப்புவமை
Analysis	—	பகுப்பு
Anaesthetic	—	மயக்க மருந்து
Anhydrous	—	நீரற்ற
Anhydride	—	நீரற்றது, நீரிலி
Anode	—	நேர்மின் முனை
Anode mud	—	நேர்மின் முனை சேறு
Anodic oxidation	—	நேர்முனை ஆக்ஸீகரணம்
Anomaly	—	முரண்பாடு
Anthrasite	—	கனல் மிகு கரி
Anticathode	—	எதிர்மின் வாய்
Antiseptic	—	நச்சுக் கொல்லி

Apparatus — சாதனம், கருவி
Apparent — போலி
Appliance — துணைக்கருவி
Application — பயன்
Applied — பயன் முறை
Approximate — தோராயமான
Aqua regia — நீருக்கு அரசன்
Aqueous — நீரிய
Aqueous tension — நீராவியின் அழுத்தம்
Arc — மின்வில்
Artificial — செயற்கை
Asbestos — கல்நார்
Atomic number — அணு எண்
Atmosphere — வாயுமண்டலம்
Atmospheric pressure — வாயு மண்டல அழுத்தம்
Atomic reactor — அணு உலை
Atomic structure — அணுவின் கட்டமைப்பு
Atomic volume — அணுப் பருமனளவு
Auto oxidation — தானே ஆக்சீகரணம் அடைதல்
Auto oxidation and reduction — தானே ஆக்சிஜன் ஏற்றமும் இறக்கமும்
Available chlorine — பெறக்கூடிய குளோரின்

B

Bad conductor — அரிதிற் கடத்தி
Baking soda — ரொட்டிச் சோடா
Band — பட்டை
Basic — காரக் குணமுள்ள
Basicity — காரத்துவம்
Baths — தொட்டிகள்
Battery — மின்கல அடுக்கு
Beaker — முகவை
Bee-hive shelf — துளைமேடை
Bio-chemistry — உயிர் வேதியியல்
Bio-chemical reaction — உயிர் வேதி வினைகள்
Blast furnace — ஊது உலை
Bleaching powder — சலவைத் தூள்
Bond — பிணைப்பு

Bottle	—	குப்பி, புட்டி, சீசா
Brick	—	சூளைக்கல்
Brittle	—	நொறுங்கும் இயல்புள்ள
Brush	—	தூரிகை
Bunsen burner	—	புன்சன் பர்னர், புன்சன் எரிகருவி
Bye product	—	உடன் விளைவு

C

Calcination	—	நீற்றுதல்
Calculate	—	கணக்கிடு
Capacity	—	கொள்ளளவு
Casting	—	வார்ப்படம்
Cast iron	—	வார்ப் பிரும்பு
Catalysis	—	வினைவேக மாற்றம்
Catalyst	—	வினைவேக மாற்றி
Cathode	—	எதிர்மின் முனை
Cathode rays	—	எதிர்மின் கதிர்கள், காத்தோடு கதிர்கள்
Cation	—	எதிர் அயனி
Caustic alkali	—	கடுங்காரம்
Central	—	மைய
Ceramics	—	பீங்கான் சாமான்கள்
Chain reaction	—	சங்கிலித் தொடர் வினை
Characteristic	—	சிறப்புகள்
Chart	—	விளக்கப் படம்
Charge	—	மின்னேற்றம், மின்சுமை
China clay	—	வெண் களிமண்
Clamp	—	இறுக்கி
Classification	—	வகையீடு
Coagulation	—	திரிதல்
Compact	—	நெருக்கமான
Colloid	—	கூழ்
Co-axial	—	ஒரு மைய
Complex	—	அணைவு
Composition	—	இயைபு, அமைப்பு
Commercial method	—	வியாபார முறை
Concentric tubes	—	பொதுமையக் குழாய்கள்
Concept	—	கருத்து
Condenser	—	ஆற்றுக்கலம்

Concentration — அடர்ப்பித்தல்
Configuration — அமைப்பு
Contraction — குறைவு
Cork — தக்கை
Correction — திருத்துதல்
Contrary — மாறான
Corrosion — அரிமானம், அரிப்பு
Correction — திருத்துதல்
Counter current — முரண் ஓட்டம்
Covalent — சக பிணைப்பு
Crude — கச்சா
Crystalline — படிகமான, படிக வடிவுள்ள
Cupellation — புடமிடுதல்
Curve — வளைகோடு
Cycle — சுற்று

D

Decay — அழிவு, தேய்வு
Decompose — பிரி, சிதை
Defect — குறைபாடு
Decolourising — நிறம் நீக்கம்
Dehydration — நீர்நீக்கம்
Deliquescence — நீர்த்தல்
Deliquescent — நீர்க்கும், கசியும்
Demonstration — செய்து காட்டல்
Density — செறிவு, அடர்த்தி
Deposit — படிவு
Descent — இறக்கம்
Derivative — சார்புப் பொருள், வழிப் பொருள்
Detonator — தூண்டு வெடி
Deuterolysis — கனநீராற் பகுத்தல்
Deuterium — ட்யூட்டீரியம், கன ஹைட்ரஜன்
Dialysis — கூழ் பிரிப்பு, கூழ்படிக வேருக்கல்
Diamond — வைரம்
Diaphragm — விதானம்
Dielectric constant — மின் கடத்தா மாறிலி
Diffraction — விளிம்பு விளைவு

Diffusion — பரவல்
Dilute — நீர்த்த
Dimer — இரட்டை
Diogonal relationship — மூலை விட்ட உறவு
Dipole moment — இருமுனை திருப்புதிறன்
Direct current — நேர்த்திசை மின் ஓட்டம்
Disc — அகல்
Discharge — மின் இறக்கம்
Disinfectant — கிருமி நாசினி
Double bond — இரட்டைப் பிணைப்பு
Dropping funnel — சொட்டு புனல்
Ductile — கம்பியாக நீட்டப்படும் தன்மையுள்ள
Dyeing — சாயம் தோய்த்தல்
Dynamic — இயங்கு

E

Eccentric — வேற்று மைய
Effect — விளைவு
Effervescence — நுரைத்தல்
Efficiency — திறன்
Electrical discharge — மின் இறக்கம், மின் பாய்ச்சல்
Electrolysis — மின்னாற் பகுத்தல்
Electrolyte — மின் பகுளிப் பொருள்
Electromagnet — மின் காந்தம்
Electron — எலெக்ட்ரான்
Electronegative — எதிர் மின்னுக்குரிய
Electronegativity — எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்,
Electropositive — நேர்மின் தன்மை
Electrothermal — மின் வெப்ப
Element — தனிமம்
Energy — ஆற்றல்
Equilibrium — சமநிலை
Equivalent weight — சமான எடை எண்
Error — பிழை
Estimation — நிர்ணயித்தல்
Example — மேற்கோள்
Exposure — காட்டுதல்
Expression — கோவை
External — புற, வெளி

Extraction (mettalurgy) — வேருக்கல்
Exchange — பரிமாற்றம்

F

Factor — குணகம்
Fermentation — புளித்தல், நொதித்தல்
Film — ஏடு, படலம்
Filtrate — வடிநீர்
Fission — பிளத்தல்
Fixation — நிலைப்படுத்துதல்
Flame — ஒளி
Floatation method — நுரை மிதப்பு முறை
Fluidity — பாய்தன்மை
Flux — இளக்கி
Formula — வாய்பாடு
Foil — தகடு
Fractional crystallisation — பின்னப் படிகமாக்கல்
Fractional distillation — பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்
Fractionating column — பிரிகை அடுக்கு
Freezing mixture — உறை கலவை
Freezing point — உறை நிலை
Frequency — அதிர்வு எண், அலைவு எண்
Function — சடங்கு
Fusion — உருக்குதல்

G

Gas — வாயு
Gradation — படிப்படியான மாற்றம்
Graphite — கிராஃபைட்
Granulated — ரவையாக்கப்பட்ட
Graph — வரைபடம்
Grinding — அரைத்தல்
Group — பத்தி, பிரிவு, தொகுதி

H

Halide — ஹாலைடு
Hard glass — எளிதில் இளகாக் கண்ணாடி
Heavy — கன
Heavy hydrogen — கன ஹைட்ரஜன்

Heavy water — கனநீர்
Humidity — ஈரப்பதன்
Hydrolysis — நீராற் சிதைவு
Hygroscopic — நைப்புள்ள, நீர் உறிஞ்சும்
Hypothesis — கருதுகோள்

I

Ignite — சுடு
Induced — தூண்டப்பட்ட
Induction coil — தூண்டு மின்சுருள்
Infra red — புறச் சிவப்பு
Inference — ஊகம், அனுமானம்
Infinite — முடிவிலி
Inflammable — தீப்பற்றக்கூடிய
Inner transition — உள் இடைநிலை
Innert — மந்த
Insulator — அரிதிற் கடத்தி
Inorganic — கனிம
Insecticide — பூச்சி கொல்லி
Ion — அயனி
Ionic mobility — அயனி நகர்வு
Ionization potential — அயனியாக்கும் ஆற்றல்
Isolation — தனித்தெடுத்தல்
Isomerism — மாற்றியம்
Isomorphism — ஒத்த வடிவுடைமை
Isotopes — ஐசோடாப்புகள்

K

Kaolin — வெண் களிமண்
Kiln — காளவாய், சூளை
Kinetic energy — இயக்க ஆற்றல்
Kinetic theory — இயக்கப் பண்புக் கொள்கை.

L

Labile — நிலை மாறும்
Latent heat — உள்ளுறை வெப்பம்
Laughing gas — நகைப்பூட்டும் வாயு
Law — விதி
Layer — அடுக்கு

Liebig condenser — லீபிக் ஆற்றுக்கலம்
Lignite — பழுப்புக் கரி
Liquation — உருக்குதல்
Long table — நீண்ட அட்டவணை
Luminous — ஒளிதரும்

M

Malleable — தகடாக்கத் தக்க
Manure — எரு
Mass — நிறை, பொருண்மை
Medium — ஊடகம்
Mechanism — இயங்கு முறை, வழிமுறை
Melting point — உருகுநிலை
Metallurgy — உலோக இயல்
Method — முறை
Mercury — பாதரசம், மெர்க்குரி
Metal — உலோகம்
Metalloids — உலோகப் போலிகள்
Metastable — நிலையற்ற
Mica — அபிரகம், மைக்கா
Micro-organism — நுண் உயிர்ப் பொருள்
Mineral — கனிமம்
Minimum — குறைவான
Misfits — ஒவ்வாத
Mixture — கலவை
Mixed acid anhydride — கலப்பு அமில நீரிலி
Modern — தற்கால, நவீன
Molecular weight — மூலக்கூறு எடை
Mordant — நிறம் ஊன்றி
Motor — இயக்கி

N

Nascent — பிறவிநிலை
Negative group — எதிர்மின் தொகுதி
Nitrogen fixation — நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்துதல்
Normality — N-அளவு
Nucleus — கரு

O

Observation — கண்டறிதல்
Occurrence — தோற்றம்

Occlusion — உட்கவர்தல்
Octet theory — எட்டெண் எலெக்ட்ரான் கொள்கை
Octet — எட்டெண்
Ordinal number — வரிசை எண்
Ore — தாது
Organic — கரிம
Over voltage — மிகை மின் அழுத்தம்

P

Particle — துகள்
Passivity — செயலறு நிலை
Periodic — ஆவர்த்தன
Phenomenon — இயற்பாடு
Pigment — நிறப்பொருள்
Piston — உந்து தண்டு
Plug — செருகு
Poling — பச்சை மரக் கம்பால் கலக்கல்
Porous — நுண் துளை மலிந்த
Postulate — அடிக்கோள்
Power — திறன்
Practical — செய்முறை
Primary — ஓரிணைய
Precipitate — வீழ்படிவு
Preparation — தயாரித்தல்
Principle — தத்துவம்
Process — முறை
Properties — பண்புகள்
Proof — மெய்ப்பித்தல்
Protective coating — தடுக்கும் போர்வை
Protein — புரதம்
Pyrolysis — வெப்பச் சிதைவு
Pump — பம்பு

Q

Qualitative — பண்பறி
Quantitative — அளவறி
Quartz — படிகக் கல்

R

Radiation — கதிர் வீச்சு
Radical — உறுப்பு
Radioactivity — கதிரியக்கம்
Rare earths — அருமண்
Rare gases — அபூர்வ வாயுக்கள்
Raw material — கச்சாப் பொருள்கள்
Reactant — வினைபடு பொருள்
Reactive — வீரிய
Reaction mechanism — வினை வழிமுறை
Rearrangement — அமைப்பு மாற்றம்
Reagent — வினைப் பொருள்
Reducing — குறைப்பு, ஒடுக்கு
Reflect — பிரதிபலிப்பு
Refulx — ஆவிமின் கொதிப்பு
Refractory — வெப்பம் தாங்கவல்ல
Refrigerent — குளிர் ஊட்டும் பொருள்
Repellant — விலக்கு பொருள், விரட்டும் பொருள்
Residue — எச்சம், கசடு
Representative — அடையாள
Resonance — உடன் இசைவு
Result — முடிவு
Retort — வாலை
Reverbatory furnace — எதிர் அனல் உலை
Rinse — நனை
Roasting — வறுத்தல்
Rock salt — பாறை உப்பு
Rotary shelf — சுழலும் தட்டு
Rule — விதி
Rusting — துருப்பிடித்தல்

S

Saturated — தெவிட்டிய, பூரித
Secondary — ஈரிணைய
Sediment — வண்டல்
Separating funnel — பிரிபுனல்
Separation — பிரித்தெடுத்தல்
Series — வரிசைத் தொடர்

Silver — வெள்ளி, சில்வர்
Shell — கூடு
Silent — ஒலி அற்ற
Singlet linkage — ஒற்றை எலெக்ட்ரான் இணைப்பு
Slag — கசடு
Slurry — சேறு
Soft glass — மென் கண்ணாடி, எளிதில் இளகும் கண்ணாடி
Solid — திண்மம்
Solubility — கரைதிறன், கரைதிறன் எண்
Solute — கரைபொருள்
Solvent — கரைப்பான்
Spin — சுழற்சி
Spectrum — (நிற) நிரல்
Stage — நிலை
Standard — அளவறி
Standard oxidation potential — அளவறி ஆக்சிஜன் ஆற்றல்
Static — நிலையான
Stopper — அடைப்பான்
Structure — அமைப்பு
Sublimation — பதங்கமாதல்
Sub-shell — உட்கூடு
Suspension — தொங்கல்
Synthesis — தொகுப்பு, சேர்க்கை
Systematic — முறையான சோதனை

T

Table — அட்டவணை
Tertiary — மூவிணைய
Temperature — வெப்பநிலை
Theory — கொள்கை
Thermal conductivity — வெப்பம் கடத்து திறன்
Tonic — ஊட்ட சத்து
Tracer technique — சுவடு அறியும் முறை
Transition — இடைநிலை
Transformation — மாற்றங்கள்
Transmutation — தனிம மாற்றம்
Transuranic — யுரேனியம் கடந்த

U

Ultra violet — புற ஊதா ஒளிக்கதிர்
Uniform — ஒரே சீரான
Unit — அலகு
Upward displacement — மேல்முகப் பெயர்ச்சி
Uses — பயன்கள்

V

Valency — இணைதிறன்
Valve — வால்வு, ஒருவழிக் கதவு
Variable — வேறுபடும்
Velocity — நேர்வேகம்
Verification — சரிபார்த்தல்
Volatile — எளிதில் ஆவியாகும்
Viscosity — பாகுத் தன்மை, பாகுநிலை

W

Wash bottle — கழுவு சீசா
Wave length — அலையின் நீளம்
Wire gauze — கம்பி வலை
Wood pulp — மரக்கூழ்

X

X-Rays — X-கதிர்கள்

Y

Yield — விளைச்சல், பலன்

Z

Zero — பூஜ்ஜியம்
Zinc — துத்தநாகம்
Zone — மண்டலம்